





ÉLÉMENS
D'HISTOIRE NATURELLE
ET
DE CHIMIE.

TOME SECOND.

ÉLÉMENS D'HISTOIRE NATURELLE ET DE CHIMIE.

QUATRIÈME ÉDITION;

Par M. Fourcroy, Médecin, de l'Académie des Sciences, de la Société de Médecine de Paris, Professeur de Chimie au Jardin des Plantes, etc.

TOME SECOND.



A PARIS,

Chez Cuchet, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. DCC. XCI.


WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY



ELÉMENS D'HISTOIRE NATURELLE ET DE CHIMIE.

SUITE DE LA SECONDE SECTION DE LA MINÉRALOGIE OU DE L'HISTOIRE DES MATIÈRES SALINES (1).

CHAPITRE V.

ORDRE II. *Sels ſecondaires ou neutres.*

NOUS comprenons ſous le nom de ſels ſecondaires toutes les matières qui ſont compoſées

(1) Il faut ſe rappeller que cet Ouvrage eſt diviſé en quatre Parties. La première, traitée dans le premier volu-

de deux ſubſtances ſalines primitives combinées enſemble. Ces ſels ont été nommés neutres, parce qu'ils n'ont point les caractères des ſels primitifs, c'eſt-à-dire, qu'ils ne ſont en général ni acides ni alcalins. Cependant il en eſt pluſieurs, comme le borax, la craie & les alcalis unis à l'acide carbonique, qui jouiſſent de quelques-unes des propriétés des ſels primitifs, mais dans un degré beaucoup moins marqué qu'eux. Ces ſels ſecondaires n'ont point une ſaveur auſſi forte que la plupart des ſels primitifs; leur tendance à la combinaiſon & leur diſſolubilité ſont moins conſidérables; mais ce qui les diſtingue ſur-tout des premiers, c'eſt qu'ils ne peuvent point communiquer les propriétés ſalines à d'autres corps comme les ſels primitifs; leur forme cryſtalline conſtante eſt encore un caractère marqué dont l'étude appartient au naturaliſte &

---

me, comprend dans huit Chapitres les généralités de la Chimie; la ſeconde renferme le règne minéral ou la minéralogie; la troiſième contient l'hiſtoire chimique des végétaux, & la quatrième celle des ſubſtances animales.

La minéralogie a été partagée en trois Sections. La première, contenue dans le premier volume, expoſe dans quatre Chapitres les caractères phyſiques & chimiques des terres & des pierres; la ſeconde Section eſt deſtinée aux matières ſalines; ce volume commence par un des Chapitres de cette ſeconde Section.

qui quelquefois indique leur nature, quoiqu'elle ſoit ſouvent capable d'induire en erreur.

On appelle ordinairement baſe la matière la plus fixe qui entre dans la compoſition des ſels neutres. Comme cette baſe, qui quelquefois eſt volatile, donne pluſieurs caractères généraux aſſez conſtans aux diverſes combinaiſons qu'elle forme avec les acides, nous prendrons le nom de la baſe pour diſtinguer les genres que nous établirons dans les ſels ſecondaires. Nous diviſerons donc ces ſels en autant de genres qu'il y a de baſes ſalines ou alcalines qui peuvent être unies aux acides.

Le premier genre comprendra ceux qui ſont formés par l'union des deux alcalis fixes avec les acides; nous les appellerons *ſels neutres parfaits*, parce que leur union eſt très-intime.

Le deuxième genre renfermera ceux qui ſont compoſés par l'alcali volatil ou l'ammoniac combiné avec les acides. Ils ſeront déſignés par le nom de *ſels ammoniacaux*, d'après le nom de leur baſe adopté par les modernes. On pourroit auſſi les connoître ſous celui de ſels imparfaits, parce qu'ils ſont beaucoup plus décompoſables que les premiers.

Dans le troiſième genre nous rangerons les ſels neutres dont la chaux eſt la baſe. Ils ſont en général moins parfaits que ceux du ſecond gen-

re, quoique la chaux ait plus d'affinité avec les acides que n'en a l'ammoniac, comme les détails le feront voir. Ces ſels auront le titre de *ſels neutres calcaires.*

La magnéſie combinée avec les divers acides conſtituera le quatrième genre des ſels neutres. Ces ſels ſont plus décompoſables que les précédens, parce que la chaux & les alcalis ont plus d'affinité avec les acides que n'en a la magnéſie. Ils retiendront le nom de *ſels neutres magnéſiens* ou *à baſe de magnéſie.*

Le cinquième genre ſera deſtiné à ceux qui ont la terre argilleuſe pure ou l'alumine pour baſe. Comme l'alun eſt la principale de ces combinaiſons, on leur a donné le nom générique de *ſels alumineux.* Les alcalis, la chaux & la magnéſie décompoſent en général les ſels neutres alumineux.

Enfin dans le ſixième genre nous placerons les ſels neutres à baſe de baryte ou terre peſante. Ces ſels, ainſi que la plupart de ceux des deux genres précédens, ne ſont que très-peu connus. On les appelle *ſels barytiques.*

On conçoit que ces différentes baſes combinées avec les acides dont nous avons examiné les propriétés, doivent donner un grand nombre de ſels neutres, & que ce nombr peut même aller beaucoup au-delà, ſi l'on admet

avec Bergman, pour des compofés particuliers, ceux qui réfultent de l'union de ces mêmes bafes avec les acides qu'il appelle *phlogiſtiqués*, & qui font privés d'une partie de leur oxigène fuivant la doctrine moderne. Mais ces derniers n'étant que des modifications peu durables, qui s'altèrent par le contact de l'air, & qui paffent affez promptement à l'état des véritables fels neutres, nous croyons ne pas devoir multiplier ces fubftances dont le nombre eft déjà très-confidérable; & nous nous propofons d'indiquer les différences que préfentent ces fels fuivant l'état de leurs acides. Nous obfervons encore que les bafes alcalines dont nous venons de faire l'énumération combinées avec l'eau régale, donnant des fels nitreux & muriatiques mélangés qu'on peut obtenir ifolés & qui font parfaitement femblables à ceux que forment ces deux acides féparés, nous ne parlerons que des combinaifons de ces mêmes bafes avec les acides fimples. Comme nous n'avons encore examiné que les fix principaux acides, nous ne traiterons que des combinaifons falines neutres de ceux-ci.

Quant au rang & à la difpofition des différentes fortes de fels neutres, nous avons cru devoir fuivre l'ordre de la force d'attraction des acides : ainfi dans tous les genres nous

commencerons par les ſels ſulfuriques, & nous paſſerons de ſuite aux ſels nitriques, aux muriatiques, à ceux dans leſquels entre l'acide boracique, puis à ceux qui ſont formés par l'acide fluorique; & enfin nous terminerons ces détails par les ſels qui contiennent l'acide carbonique, parce que cet acide eſt le plus foible de tous.

Nous adopterons pour déſigner tous ces ſels les noms compoſés des acides & des baſes, afin que cette nomenclature exprime la nature de chacun, & qu'il ne puiſſe plus y avoir d'erreur ſur ce point; nous aurons ſoin d'y joindre une ſynonymie pour faire connoître les différens noms que chaque ſel neutre a reçus à diverſes époques.

Genre I. *SELS NEUTRES PARFAITS, OU A BASE D'ALCALIS FIXES.*

Sorte I. SULFATE DE POTASSE.

Le ſulfate de potaſſe qui a été nommé *tartre vitriolé*, *ſel de duobus*, *ſel polychreſte*, *arcanum duplicatum*, eſt un ſel neutre parfait, réſultant de la combinaiſon de l'acide ſulfurique avec la potaſſe, comme le nom adopté l'indique. Il n'exiſte que très-rarement parmi les corps miné-

raux ; quelques végétaux en contiennent une petite quantité.

Ce ſel eſt communément ſous la forme d'un corps tranſparent, plus ou moins blanc & régulier. Ses cryſtaux varient ſuivant les circonſtances de ſa cryſtalliſation. Quand elle a été faite en petit & avec lenteur, elle donne des pyramides tranſparentes à ſix faces, taillées à-peu-près comme des pointes de diamans en roſes, ou plus rarement des priſmes à ſix pans terminés par une ou par deux pyramides à ſix faces, à-peu-près comme le cryſtal de roche. Mais ſi l'évaporation a été très-prompte, tous les cryſtaux s'agglutinent & ſe confondent ſous la forme d'une croûte ſolide, dont la ſurface eſt hériſſée de pointes ou de pyramides irrégulières ; tel eſt celui du commerce. Enfin, lorſque pour avoir des cryſtaux très-réguliers de ce ſel, on expoſe ſa diſſolution à l'évaporation lente & ſpontanée, opérée par la chaleur de l'atmoſphère, on obtient ſouvent des ſolides à douze faces, formés par deux pyramides à ſix faces réunies à leur baſe, & quelquefois ſéparées par un commencement de priſme à ſix pans. Il eſt vrai que ces derniers cryſtaux ſont ordinairement ſales, & n'ont jamais la blancheur ni la tranſparence de ceux qu'on obtient par la première

évaporation. Mais c'eſt une difficulté qui exiſte dans la plupart des ſels neutres. Ils ſont preſque toujours blancs aux dépens de la forme, ou réguliers aux dépens de la tranſparence.

Le ſulfate de potaſſe a une ſaveur amère, aſſez déſagréable; il n'éprouve que peu d'altération de la part du feu. Lorſqu'on l'expoſe ſur des charbons ardens, il ſe briſe avec bruit en un grand nombre de petits fragmens; ce phénomène, qu'on appelle décrépitation, dépend de la raréfaction ſubite de l'eau de ſa cryſtalliſation. Lorſque le ſulfate de potaſſe a décrépité, il n'a rien perdu de ſes propriétés eſſentielles. Si on l'expoſe dans un creuſet à l'action du feu, il décrépite également, & devient ſec, friable & même pulvérulent, en perdant l'eau de ſa cryſtalliſation; il rougit avant de ſe fondre; il lui faut même un feu aſſez violent pour entrer en fuſion; expoſé au froid lorſqu'il eſt fondu, il ſe prend en une maſſe opaque, friable, diſſoluble, qui n'a éprouvé aucune altération dans ſes principes, puiſqu'on peut lui rendre ſa forme tranſparente & cryſtalline en le diſſolvant de nouveau dans l'eau. Tenu en fuſion dans un vaiſſeau ouvert, il ſe volatiliſe, mais toujours ſans ſe décompoſer.

Le ſulfate de potaſſe n'éprouve aucune altération à l'air; il reſte dans ſon état cryſtallin ſans rien perdre ni de ſa forme, ni de ſa tranſpa-

rence. Il eſt peu diſſoluble dans l'eau ; mais cependant dans des degrés très-différens, ſuivant la température de ce fluide. Suivant Spielman, il faut environ dix-huit parties d'eau froide pour diſſoudre une partie de ce ſel neutre ; lorſqu'elle eſt bouillante elle paroît en diſſoudre preſque le quart de ſon poids, puiſque M. Baumé aſſure que quatre onces d'eau bouillante diſſolvent ſept gros quarante-huit grains de ſulfate de potaſſe. Il ſe cryſtalliſe en partie par refroidiſſement, & plus encore par évaporation ; il ne retient que peu d'eau dans ſes cryſtaux ; c'eſt ce qui fait qu'il ne change point d'état lorſqu'on l'expoſe à l'air.

Le ſulfate de potaſſe n'a point d'action ſur les terres ſimples. On a obſervé que celui qui eſt par haſard uni aux ſels fondans, dont on ſe ſert pour faire le verre, ſe retrouve dans les ſcories, & on le retire en aſſez grande quantité du fiel de verre.

La baryte ou terre peſante décompoſe le ſulfate de potaſſe, ſuivant Bergman, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide ſulfurique que n'en a la potaſſe. Si l'on verſe une diſſolution de cette terre dans une diſſolution de ce ſel, il ſe forme un précipité de ſulfate barytique ou *ſpath peſant* tout-à-fait inſoluble, & dont nous examinerons plus bas les propriétés. La potaſſe

reste pure & caustique en dissolution dans la liqueur.

La chaux & la magnésie n'ont aucune action sur le sulfate de potasse, mais plusieurs acides en ont une très-marquée sur ce sel. Rouelle a découvert qu'il étoit possible de combiner avec ce sel une plus grande quantité d'acide sulfurique, que celle qu'il contient naturellement. Son procédé consistoit à distiller de l'acide sulfurique concentré sur le sulfate de potasse ; ce dernier reste impregné d'acide, & acquiert des propriétés nouvelles ; celles de rougir la teinture de violettes, d'être plus dissoluble dans l'eau, d'avoir une saveur aigre, & de faire effervescence avec les alcalis saturés d'acide carbonique, même après avoir été dissous & crystallisé. M. Baumé a soutenu que cet acide n'étoit point réellement combiné, & qu'on pouvoit l'enlever au sel neutre en le faisant simplement égoutter sur du papier gris ou sur le sable. Cependant Macquer remarque que l'acide sulfurique adhère avec une force assez considérable au sulfate de potasse, & croit que cette adhérence est due à une affinité particulière de ces deux substances, puisque suivant lui l'action du feu & celle de l'eau ne peuvent la détruire. J'ai fait plusieurs fois cette combinaison d'acide sulfurique concentré & de sulfate de potasse à la manière de

Rouelle; c'eſt-à-dire, par la diſtillation dans des cornues de verre, & j'ai obſervé des phénomènes dont on n'a pas fait aſſez mention dans la diſcuſſion ſavante qui s'eſt élevée ſur cet objet. Le ſulfate de potaſſe s'eſt fondu en une eſpèce de verre ou d'émail blanc opaque, d'une ſaveur fort acide; mais cette fritte vitreuſe n'a point attiré l'humidité de l'air, elle s'eſt au contraire comme effleurie, lorſque l'acide ne faiſoit que le quart du poids total; il y a donc, comme l'a penſé Macquer, une adhérence aſſez forte entre ce ſel neutre & l'acide; & cette adhérence eſt due ſans doute à une combinaiſon particulière.

M. Baumé a obſervé que le ſulfate de potaſſe éprouvoit une altération très-marquée de la part de l'acide du nitre. Si l'on fait bouillir de l'eau-forte ſur ce ſel, l'acide nitrique s'empare d'une partie de la potaſſe & en dégage l'acide ſulfurique; en laiſſant refroidir ce mélange, il ſe cryſtalliſe du véritable nitre. On avoit cru d'abord que cette décompoſition ne s'opéroit qu'à l'aide de la chaleur; mais l'eſprit de nitre fumant verſé ſur du ſulfate de potaſſe en poudre dépoſe des cryſtaux de nitre au bout de pluſieurs heures. On avoit auſſi avancé que le mélange devenant froid, l'acide ſulfurique reprenoit ſes droits, & décompoſoit à ſon tour le nitre de potaſſe; cependant j'ai conſervé pluſieurs années des

mélanges de sulfate de potasse & d'esprit de nitre, au fond desquels il est resté constamment des crystaux salins qui détonnent sur les charbons, & qui n'ont point changé de nature, quoiqu'ils soient plongés dans l'acide sulfurique, séparé par l'acide nitreux. M. Cornette a observé que l'acide muriatique concentré décompose aussi le sulfate de potasse même à froid. Il sembleroit, d'après ces deux faits, que la loi d'affinité relative aux différens acides n'est pas si constante qu'on l'avoit cru ; cependant il faut observer avec Bergman, 1°. qu'il n'y a qu'un tiers de sulfate de potasse décomposé dans ces expériences ; 2°. que ces décompositions n'ont lieu que lorsque le sulfate de potasse contient un peu d'acide sulfurique excédent à sa neutralisation ; 3°. que l'affinité du sulfate de potasse, pour l'acide sulfurique, est la vraie cause de ces décompositions, & que le sulfate de potasse non décomposé est très-acide.

La décomposition la plus importante du sulfate de potasse est celle qui a lieu par beaucoup de matières combustibles, notamment par le charbon & par plusieurs substances métalliques. (Voyez *mes Mémoires de Chimie*, *page 225.*) Si l'on chauffe fortement dans un creuset un mélange de ce sel & de charbon, le sulfate de potasse n'existera plus, & l'on ne retrouvera

que du ſoufre uni à l'alcali fixe. Stahl a regardé cette expérience comme très propre à démontrer la préſence du phlogiſtique ; les chimiſtes modernes l'expliquent par la théorie pneumatique ; nous expoſerons ces diverſes théories dans l'hiſtoire du ſoufre.

Un quintal de ſulfate de potaſſe cryſtalliſé contient, ſuivant Bergman, environ 52 parties de potaſſe, 40 d'acide ſulfurique, & 8 d'eau de cryſtalliſation.

Ce ſel n'exiſtant que rarement & en petite quantité dans la nature, celui qu'on emploie en médecine eſt toujours le produit de l'art. On peut le faire de trois manières ; premiérement, en combinant directement l'acide ſulfurique avec la potaſſe, il en réſulte ſur le champ du ſulfate de potaſſe qu'on peut diſſoudre dans l'eau & faire cryſtalliſer, comme nous l'avons dit. Le ſecond moyen, c'eſt de décompoſer, à l'aide de l'acide ſulfurique, les ſels neutres formés par l'union de la potaſſe aux autres acides, tels que le nitrate, le muriate & le carbonate de potaſſe, &c. il réſulte toujours du ſulfate de potaſſe de ces décompoſitions. La troiſième manière de former ce ſel, c'eſt de décompoſer les ſels ſulfuriques terreux & métalliques par la potaſſe. Cette dernière précipite les ſubſtances ſalino-terreuſes & les oxides

métalliques unis à l'acide ſulfurique. Nous reviendrons ſur ces deux dernières manières de préparer le ſulfate de potaſſe, lorſqu'il ſera queſtion des ſels neutres qu'on emploie pour cette préparation.

Ce ſel n'eſt d'un grand uſage qu'en médecine. C'eſt un purgatif aſſez bon. On le donne quelquefois ſeul à la doſe d'une demi-once ou d'une once. Le plus ſouvent on ne l'adminiſtre qu'à celle d'un ou de deux gros, aſſocié comme auxiliaire, à d'autres médicamens purgatifs. On l'emploie auſſi comme fondant dans les maladies chroniques & ſur-tout dans les dépôts laiteux. On le donne alors à la doſe de quelques gros dans des boiſſons appropriées; mais ſa vertu fondante eſt fort inférieure à celle de pluſieurs autres ſels neutres plus ſolubles & plus ſapides.

L'acide ſulfureux, ou l'acide ſulfurique avec excès de ſoufre, uni à la potaſſe, forme un ſel neutre un peu différent du précédent, que Stahl appelloit ſel ſulfureux, & que nous nommerons *ſulfite de potaſſe;* ce ſel cryſtalliſe en polyèdres à dix faces, ou en deux pyramides à quatre faces coupées vers leurs baſes; il eſt très-amer, très-diſſoluble, légérement déliqueſcent; preſque tous les acides minéraux & pluſieurs acides végétaux en dégagent l'acide ſulfureux ſous la forme

de gaz & avec effervefcence. Expofé à l'air, le fulfite de potaffe abforbe peu-à peu de l'oxigène & devient fulfate de potaffe.

Sorte II. SULFATE DE SOUDE.

Le fulfate de foude nommé jufqu'à préfent *fel de Glauber*, d'après le nom du chimifte allemand qui l'a découvert, eft un fel neutre parfait formé, comme l'indique fon nom, par l'union de l'acide fulfurique & de l'alcali minéral ou foude. Ce fel a beaucoup de propriétés communes avec le fulfate de potaffe, & il en a quelques-unes de particulières; il eft également cryftallifable; il a une faveur amère; il eft très-peu fufible; il eft foluble dans l'eau; il ne s'unit point aux terres; il eft en partie décompofable par les acides nitrique & muriatique, comme le fulfate de potaffe; cependant plufieurs de fes propriétés s'éloignent beaucoup de celles de ce dernier, comme nous allons le voir en les parcourant plus en détail.

Le fulfate de foude eft ordinairement un corps plus ou moins blanc ou tranfparent, d'une forme régulière. Ses cryftaux font des prifmes à fix pans inégaux & ftriés, terminés par des fommets dièdres. Il eft rare qu'ils aient cette forme régulière; le nombre des faces varie ainfi que leur étendue,

leur position, leurs stries, comme l'a exposé fort en détail M. Romé de Lisle, dans sa crystallographie. Ses crystaux varient aussi en étendue depuis celle de prismes très-fins ou de petites aiguilles, jusqu'à celle de gros prismes de près d'un pouce de diamètre, & de 6 à 8 pouces de longueur, comme on les obtient dans des crystallisations en grand. La saveur de ce sel est d'abord fraîche, puis d'une amertume très-forte. Il n'altère point les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez promptement, mais bientôt il se desséche & devient d'un blanc mat; dans cet état, il ne peut être fondu qu'à une chaleur considérable, comme le sulfate de potasse. Pour bien concevoir ce qui se passe dans cette action du feu sur le sulfate de soude, il faut distinguer deux espèces de fusion dans les matières salines; l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de leurs crystaux, & qu'on appelle fusion aqueuse; elle n'a lieu que pour les sels qui sont plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide; & elle est due à ce que la portion de ce fluide qui entre dans la composition des crystaux salins s'échauffe & devient alors capable de dissoudre la matière saline; cette fusion aqueuse n'est donc qu'une dissolu-

tion

tion par l'eau chaude; aussi le sulfate de soude fondu se prend-il en masse lorsqu'on le laisse refroidir. Mais si l'on continue de le chauffer, après l'avoir fait liquéfier, il se désèche & devient blanc; alors la fusion qu'on opère à l'aide d'une plus grande chaleur est vraiment due au feu, & se nomme fusion ignée. Le sulfate de soude est donc tout aussi peu fusible que le sulfate de potasse; comme lui, il se volatilise à la dernière violence du feu, mais il n'éprouve aucune altération dans ses principes par l'action de la chaleur.

C'est encore à la grande quantité d'eau que contiennent les crystaux de sulfate de soude, qu'est due la propriété qu'ils ont de se réduire en une poussière blanche très-fine, lorsqu'on les laisse exposés à l'air. On donne à ce phénomène le nom d'*efflorescence*, parce qu'en effet les cristaux se couvrent d'une espèce de duvet pulvérulent, semblable par la blancheur & par la forme, aux matières sublimées que l'on connoît en chimie sous le nom impropre de *fleurs*. Ce n'est que parce qu'il perd l'eau qui entre dans la combinaison de ses cristaux, que ce sel tombe ainsi en poussière par le contact de l'air, aussi son efflorescence n'est-elle jamais plus rapide & plus marquée que lorsque l'air est très-sec & par conséquent très-avide d'humidité. Ce phénomène est donc très-analogue au desséchement

opéré par la chaleur; tous les deux dépendent uniquement de l'évaporation de l'eau qui fait partie constituante des cristaux. Cependant comme l'eau qui entre dans les cristaux de sulfate de soude & dans ceux de tous les sels efflorescens en général, est exactement combinée avec la matière saline, il paroît que c'est par une espèce d'attraction élective entre l'air & l'eau que l'efflorescence a lieu. Ce phénomène doit être regardé comme une décomposition des cristaux, opérée en raison de l'affinité plus grande qu'il y a entre l'eau & l'air, qu'entre l'eau & la matière saline. C'est ainsi que j'ai toujours conçu l'efflorescence, & je ne vois pas qu'on puisse l'expliquer autrement. (Voyez *mes Mémoires de Chimie.*) Le sulfate de soude perd presque la moitié de son poids dans cette altération; mais sa nature n'est pas changée, on peut lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue. Quoiqu'aucun auteur de matière médicale n'ait fait cette observation, il nous paroît important de connoître exactement la quantité d'eau que perd le sulfate de soude dans son efflorescence, pour prescrire en médecine une dose toujours égale de ce sel dans ces deux états. On doit le donner effleuri à un peu plus d'un tiers de moins que lorsqu'il est en beaux cristaux transparens.

Le sulfate de soude est très-dissoluble dans l'eau. Il ne faut que quatre parties d'eau froide pour en dissoudre une partie. Cette quantité d'eau nécessaire à sa dissolution diminue en proportion de la chaleur de ce fluide. L'eau bouillante dissout presque son poids de ce sel. C'est sur cette propriété qu'est fondée la manière de le faire cristalliser. Comme il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, il suffit de laisser refroidir une dissolution bien chargée de ce sel, & elle donne des cristaux d'autant plus beaux & plus réguliers, que la dissolution est faite à plus grande dose, & qu'elle se refroidit avec plus de lenteur. En faisant cette opération en grand dans les pharmacies, on obtient souvent des prismes striés de plusieurs pouces de longueur, dans lesquels on peut facilement reconnoître la forme régulière de ce sel.

Le sulfate de soude n'a pas plus d'action sur les terres silicée & alumineuse que le sulfate de potasse; il n'entre pas plus que lui dans la formation des verres à cause de son peu de fusibilité. La baryte le décompose comme le sulfate de potasse, mais les autres substances salino-terreuses ne l'altèrent en aucune manière.

La potasse pure & caustique mêlée à une dissolution de sulfate de soude le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfu-

rique, que n'en a la ſoude. Pour ſe convaincre de cette vérité, il ſuffit de verſer une leſſive de potaſſe cauſtique dans une diſſolution chaude & bien ſaturée de ſulfate de ſoude. Cette diſſolution qui auroit donné des cryſtaux de ce dernier ſel par le refroidiſſement, ne fournit que du ſulfate de potaſſe par l'évaporation ; l'eau mère contient la ſoude cauſtique.

L'acide ſulfurique ſe combine avec le ſulfate de ſoude, & y altère de la même manière qu'au ſulfate de potaſſe.

Les acides nitrique & muriatique le décompoſent alors avec les mêmes circonſtances que ce dernier ſel.

Lorſqu'on chauffe fortement le ſulfate de ſoude avec du charbon & quelques métaux, l'acide ſulfurique paſſe à l'état de ſoufre, comme nous le dirons plus en détail dans l'hiſtoire de ce corps combuſtible.

Toutes les propriétés du ſulfate de ſoude, qui diffèrent de celles du ſulfate de potaſſe, font voir que les deux alcalis fixes, qui ſe reſſemblent parfaitement lorſqu'on les conſidère dans leur état de pureté, ſont cependant très-différens l'un de l'autre, puiſqu'ils forment des ſels très-diſſemblables avec le même acide. D'ailleurs la proportion des principes de ce ſel diffère beaucoup de celle qui conſtitue le ſulfate de

potaſſe ; puiſqu'un quintal de ſulfate de ſoude contient, d'après les recherches de Bergman, 15 parties de ſoude, 27 parties d'acide ſulfurique, & 58 parties d'eau.

Ce ſel eſt plus abondant dans la nature que le ſulfate de potaſſe. On le trouve en aſſez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines ſalées, & ſur-tout dans pluſieurs eaux minérales. L'art peut d'ailleurs lui donner naiſſance par les trois moyens dont nous avons parlé à l'article du ſulfate de potaſſe. Il n'eſt pas plus employé dans les arts que ce dernier ; mais il l'eſt beaucoup plus que lui en médecine. On le donne comme fondant, apéritif & purgatif, depuis un demi-gros juſqu'à une once & demie, ſuivant les cas où on l'adminiſtre; ſes effets ſont même plus marqués & plus prompts que ceux du ſulfate de potaſſe, parce qu'il eſt beaucoup plus ſoluble dans nos humeurs, & parce que ſa ſaveur eſt plus vive.

On ne connoît pas les propriétés du ſulfite de ſoude, ou de la combinaiſon de l'acide ſulfureux avec l'alcali de la ſoude.

Sorte III. NITRATE DE POTASSE ou NITRE ORDINAIRE.

Le nitrate de potaſſe, le nitre commun ou ſalpêtre, eſt un ſel neutre formé par la combinaiſon ſaturée de l'acide nitrique avec la

potasse. Ce sel a une saveur fraîche ; il est parfaitement neutre, il n'altère point la couleur du sirop de violettes. Ses crystaux sont des prismes à six pans, terminés par des sommets dièdres ou en biseau, & souvent creusés par un canal dans toute leur longueur.

Il existe en très-grande quantité dans la nature; il se forme journellement dans les lieux habités par les animaux. On le trouve assez abondamment sur les murs abrités de la pluie ; on l'appelle alors salpêtre ou nitre de houssage.

Il paroît qu'il y a trois circonstances principales qui favorisent sa formation. La première, c'est la présence de la craie ou d'un sel calcaire quelconque ; c'est ainsi que se forme le nitre de houssage que l'on ramasse sur les murs recouverts de plâtre ; c'est ainsi que les démolitions des vieux édifices contiennent de grandes quantités de nitre. Ce sel se trouve encore tout pur dans des craies ; M. le duc de la Rochefoucault en a retiré jusqu'à une once par livre d'une craie de la Roche-Guyon.

La seconde circonstance dans laquelle ce sel se produit, c'est la putréfaction ou la décomposition spontanée des matières végétales & animales. C'est un fait très-connu que les lieux arrosés de liqueurs animales, ou qui contiennent des matières animales en putréfaction, tels que les

fumiers, les étables, les latrines, produisent beaucoup de nitrate de potasse. On a profité de cette observation constante pour former des nitrières artificielles; on construit des fosses ou des hangards couverts, mais exposés à l'air par les côtés; on les remplit de substances putrescibles comme du fumier, des excrémens de quadrupèdes, des fientes de volailles, des débris de végétaux; on arrose ces matières de temps en temps, & sur-tout avec des eaux chargées de substances animales ou végétales susceptibles de se pourrir, & on les agite pour renouveller toutes les surfaces. Lorsque la putréfaction est avancée, on prend une petite portion de ces matières & on lessive pour s'assurer de ce qu'elle contient de nitre: si on la trouve assez chargée on lessive toute la matière.

La troisième circonstance qui paroît favoriser la production du nitre c'est le contact de l'air. Telle est la raison de la formation du salpêtre de houssage; c'est aussi celle pour laquelle on agite les mélanges des nitrières artificielles, pour que l'air les touche dans tous leurs points. Enfin les craies qui contiennent naturellement du nitre, n'en fournissent qu'à une certaine profondeur, & point du tout au-delà de cet espace Si ces trois circonstances sont réunies, la production du nitre sera très-abondante; tels sont les principes sur

lesquels il faut construite des nitrières artificielles.

On ne connoit que depuis peu de temps la théorie de la formation du nitre. Glauber & plusieurs autres chimistes qui l'ont suivi, pensoient que ce sel étoit tout formé dans les végétaux, qu'il passoit delà dans les animaux, & que la putréfaction ne faisoit que le dégager de ses entraves; mais on a bientôt reconnu que les végétaux n'en contenoient point une assez grande quantité pour suffire à celle que l'on retire dans les nitrières artificielles. M. Thouvenel qui a remporté le prix de l'académie sur la formation du nitre, a fait beaucoup d'expériences pour en déterminer la cause, & il a reconnu que l'acide nitrique étoit produit par la combinaison d'un fluide élastique dégagé des matières animales en putréfaction, avec l'air vital. Il a également établi que cet acide une fois formé, se combine avec la terre calcaire lorsque l'on n'emploie que des matières animales pour les nitrières, & que les débris des végétaux sont utiles pour fournir l'alcali fixe ou la potasse, qui est la base du nitre ordinaire. Mais M. Thouvenel n'avoit point déterminé la nature du gaz qui se dégage des matières animales en putréfaction, & c'est M. Cavendisch qui a démontré que ce gaz est le même que celui qui constitue un des principes de l'atmosphère, sous le nom d'air phlogistiqué, de

mofette atmoſphérique, ou de gaz azote; il a fait de véritable acide nitrique par la combinaiſon de ce gaz avec l'air vital au moyen de l'étincelle électrique.

Le nitrate de potaſſe eſt très-altérable par la chaleur : ſi on l'expoſe à l'action du feu dans un creuſet, il ſe liquéfie aſſez vîte, & cette liquéfaction eſt une fuſion ignée; car quoiqu'on le tienne quelque temps dans cet état, il ne ſe deſsèche pas, & peut rougir ſans prendre la forme sèche. Si on le laiſſe refroidir après l'avoir fait fondre, il ſe fige en une maſſe opaque que l'on nomme *criſtal minéral*, & qui eſt auſſi peſant, auſſi fuſible & auſſi diſſoluble que le nitrate de potaſſe. Le criſtal minéral des pharmacies diffère du nitre pur fondu, en ce qu'il contient un peu de ſulfate de potaſſe produit par la combuſtion du ſoufre qu'on ajoute, à la doſe d'un gros par livre de nitre, ſuivant la pharmacopée de Paris.

Si on laiſſe le nitrate de potaſſe expoſé à l'action du feu après ſa fuſion, il ſe décompoſe & il s'alcaliſe de lui-même. Cette opération faite dans une cornue réuſſit de même, & inſtruit en même-temps ſur la décompoſition de l'acide nitrique. En effet au lieu d'obtenir cet acide pur, il paſſe une grande quantité d'un fluide aériforme qu'on peut recueillir au-deſſus

de l'eau, & qui eſt de véritable air vital mêlé de gaz azote. L'alcali réſidu fait ordinairement fondre très-vîte la cornue, & on ne peut pourſuivre l'opération juſqu'à la fin qu'avec une cornue de grès très-réfractaire. Voilà donc l'acide nitrique entièrement décompoſé en air vital & en gaz azote, par le moyen de la chaleur & la lumière qui ſéparent ſes deux principes. Si l'on ne pouſſe point le feu juſqu'à décompoſer entiérement le nitrate de potaſſe, l'alcali reſte chargé d'une certaine quantité d'acide nitreux, ou nitrique avec excès de gaz nitreux; on en dégage cet acide avec le vinaigre; ce ſel dans cet état eſt ce que nous appellons *nitrite de potaſſe*, en raiſon de l'état de l'acide nitreux qu'il contient; comme on nomme ſulfite de potaſſe, la combinaiſon de l'acide ſulfureux avec cet alcali; ſi l'on chauffe plus fortement le nitrate de potaſſe, l'alcali reſte pur & cauſtique. On conçoit d'après la facilité avec laquelle la chaleur décompoſe le nitrate de potaſſe, que pour faire du criſtal minéral par la ſimple fuſion il ne faut pas tenir ce ſel trop long-temps au feu; ſans cette précaution ce médicament contiendroit un excès de potaſſe dont l'effet ſeroit beaucoup trop violent.

Le nitrate de potaſſe ſe décompoſe avec d'autres phénomènes, lorſqu'on l'expoſe à l'action du

feu avec des corps combuſtibles; appliqué ſur un charbon, il produit une flamme blanche, vive, accompagnée d'une eſpèce de décrépitation ; c'eſt ce qu'on appelle détonation ou fuſion du nitre, on dit alors que ce ſel détonne ou fuſe, & c'eſt à ce caractère qu'on le reconnoît facilement. Sthal croyoit que ce phénomène étoit dû à la combinaiſon rapide de l'acide du nitre avec le phlogiſtique ; & M. Baumé, d'après cette théorie penſoit qu'il ſe formoit dans cette expérience un ſoufre nitreux qui s'enflammoit ſur le champ. J'ai lu en 1780 à l'académie un mémoire dans lequel j'ai démontré que le nitrate de potaſſe n'eſt pas combuſtible par lui-même & ne forme pas de ſoufre nitreux dans ſa détonation, mais que ce phénomène n'eſt dû qu'à ce que la matière combuſtible, qu'il eſt néceſſaire d'ajouter à ce ſel pour le faire détoner, brûle plus ou moins rapidement à l'aide de l'air vital qui ſe dégage en grande quantité du nitrate de potaſſe fortement chauffé. Cette théorie eſt complètement prouvée, 1°. parce que ce ſel ne fuſe jamais ſeul ; 2°. parce qu'après ſa détonation à l'aide d'une matière inflammable, cette dernière eſt entièrement brûlée ; 3°. parce que plus la quantité de nitrate de potaſſe eſt grande, relativement à celle du corps combuſtible, plus la combuſtion de ce corps eſt

complète; 4°. enfin parce que la détonation a lieu aussi bien dans les vaisseaux clos qu'à l'air libre, ce qui ne peut se faire qu'à l'aide de l'air vital fourni par ce sel. Cette assertion est entièrement démontrée par ce qui se passe dans l'opération des *clyssus* de nitre, qui ne sont que des détonations de ce sel avec différentes matières combustibles dans des vaisseaux fermés. Nous ne citerons ici que celle qui se fait avec le charbon. On adapte deux ou trois ballons enfilés à une cornue de terre ou de fer, à laquelle on a pratiqué dans la partie supérieure une ouverture que l'on peut boucher avec un couvercle. On fait chauffer ce vaisseau & lorsque son fond est rouge, on projette peu-à-peu le mélange du nitrate de potasse & de charbon par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonation les ballons sont remplis de vapeurs dont une partie se condense en une liqueur fade nullement acide & souvent alcaline; le résidu n'est que de la potasse chargée d'acide carbonique: l'acide nitrique est donc entiérément décomposé, il se produit une grande quantié de gaz que j'ai recueilli en adaptant à la partie supérieure des ballons qui étoient tubulés dans cette région, ou une vessie ou des tubes dont les extrémités étoient reçues sous des cloches pleines d'eau. Ce gaz étoit en grande partie

de l'acide carbonique, mêlé d'un peu de gaz inflammable & de gaz azoté, l'un des principes de l'acide nitrique. Le gaz inflammable provient de la décompoſition d'une partie de l'eau du nitre par le charbon.

Le réſidu de la détonation du nitrate de potaſſe avec du charbon faite dans un creuſet, porte le nom impropre de *nitre fixé par les charbons*, c'eſt de la potaſſe combinée avec l'acide carbonique.

Le nitrate de potaſſe bien pur ne s'altère en aucune manière à l'air.

Il eſt très-diſſoluble puiſque trois ou quatre parties d'eau froide en diſſolvent une partie, & l'eau bouillante en diſſout le double de ſon poids. Auſſi criſtalliſe-t-il très-bien par refroidiſſement; c'eſt ſur ces deux propriétés qu'eſt fondé l'art d'extraire le nitrate de potaſſe des plâtras où il eſt contenu. Les ſalpêtriers mettent les plâtras concaſſés dans des tonneaux dont le fond percé d'un trou dans ſon milieu eſt couvert de cendres. Ils y font paſſer de l'eau juſqu'à ce qu'elle en ſoit très-chargée, obſervant de mettre de l'eau pure ſur des plâtras déjà lavés pour les épuiſer tout-à-fait, & l'eau déjà ſalée ſur des plâtras neufs pour la charger entièrement. Ils font enſuite évaporer leur leſſive dans des chaudières de cuivre. Ils en

retirent les premières pellicules qni ne ſont que du muriate de ſoude ou ſel marin contenu dans les plâtras. Ils nomment ce ſel *grain*, & ils ſont obligés par leurs règlemens de le rapporter aux rafineries. Lorſque l'eau eſt aſſez évaporée pour qu'elle ſe fige par le refroidiſſement, ils la mettent dans des baſſinaux où le nitrate de potaſſe ſe criſtalliſe : ce ſel eſt très-impur & très-ſale; c'eſt ce qu'on appelle le nitre de la première cuite. Quelques chimiſtes ont cru que les cendres employées par les ſalpêtriers ne ſervoient qu'à dégraiſſer le nitrate de potaſſe, & cette opinion paroiſſoit fondée ſur ce que ces matières ne contiennent preſque point d'alcali, & ſur-tout ſur ce que les ſalpêtriers du Languedoc emploient les cendres du tamariſc, qui ne contiennent que du ſulfate de ſoude: Mais ce ſel ainſi que le ſulfate de potaſſe eſt tout auſſi bon pour décompoſer le nitrate calcaire qui ſe trouve en grande quantité dans les plâtras, par la voie des attractions électives doubles, ainſi que M. Lavoiſier l'a obſervé pour les cendres leſſivées employées par les ſalpêtriers de Paris : nous reviendrons ſur ce fait avec plus de détail à l'article du nitrate calcaire.

Le nitrate de potaſſe de la première cuite eſt toujours fort impur; il contient outre le nitre pur cinq autres ſortes de ſels; ſavoir du muriate

de ſoude, du nitrate de magnéſie, du nitrate calcaire, du muriate de magnéſie & du muriate calcaire, qu'il s'agit de ſéparer pour avoir le nitrate de potaſſe dans ſon état de pureté. On parvient à le purifier en le faiſant rediſſoudre dans le moins d'eau poſſible, en clarifiant cette liqueur bouillante à l'aide du ſang de bœuf dont le coagulum albumineux formé par la chaleur entraîne toutes les impuretés en s'élevant du fond de la liqueur à ſa ſurface; on fait enſuite évaporer cette ſeconde leſſive, & on en obtient par le refroidiſſement un nitrate de potaſſe, qui eſt beaucoup plus pur & qu'on nomme nitre de la ſeconde cuite. Il eſt encore altéré par une certaine quantité de muriate de ſoude & d'eau mère. On le purifie une troiſième fois par le même procédé, & il devient beaucoup plus blanc & plus pur; c'eſt le nitre de la troiſième cuite. Comme on le fait criſtalliſer très-promptement, il eſt en groſſes maſſes aſſez confuſes; il ſe forme cependant dans le milieu des baſſinaux une couche de criſtaux allongés & réguliers qu'on appelle nitre en baguette. Ce dernier eſt rejetté dans les arſenaux, parce qu'il eſt moins propre à former de bonne poudre à canon, que le nitre en groſſes maſſes informes, à cauſe de l'eau qu'il retient dans ſa criſtalliſation, & qui nuit à la combuſtion de la poudre.

Les chimistes & les pharmaciens purifient encore le nitre de la troisième cuite par de nouvelles dissolutions & cristallisations: de cette manière ils sont certains d'avoir un nitrate de potasse très-pur, & qui ne contient plus aucune matière étrangère, sur-tout les muriates à base de soude, de chaux & de magnésie, dont on ne peut presque jamais enlever les dernières portions dans les raffineries en grand (1).

Le nitrate de potasse paroît éprouver quelques altérations de la part de la terre silicée, puisqu'on en retire l'acide en le distillant avec du sable. Cet acide passe sans couleur, il répand quelques vapeurs; le résidu est plus ou moins vitreux,

(1) Rien n'est si singulier aux yeux des naturalistes & des chimistes, que la production de six sortes de sels dans les plâtras, & sur-tout l'union constante de chaque base alcaline à un acide particulier. La potasse se trouve toujours unie à l'acide nitrique, & la soude est toujours combinée avec l'acide muriatique. Il semble qu'il y ait un rapport particulier entre ces différentes espèces de sels primitifs, & qu'ils se choisissent mutuellement; car pourquoi ne trouve-t-on pas de muriate de potasse ou du nitrate de soude ? On pourroit observer la même chose pour les sels terreux : en effet, il y a bien plus de muriate de magnésie & de nitrate calcaire, que de nitrate de magnésie ou de muriate calcaire; cela indique que la magnésie a une affinité particulière avec l'acide muriatique, & que la chaux en a de même une avec l'acide nitrique.

suivant

ſuivant la quantité de ſable employé, & ſuivant le degré de chaleur qu'on a donné. Il paroît que le ſable décompoſe le nitrate de potaſſe par la tendance qu'il a pour ſe combiner avec ſa baſe alcaline, puiſqu'en diſtillant le nitre ſans intermède, on n'obtient point d'acide nitrique, mais de l'air vital mêlé de gaze azote. Je crois que cela vient de ce que dans la diſtillation du nitrate de potaſſe ſans intermède, l'alcali réagit ſur l'acide & contribue à ſa décompoſition; tandis que lorſqu'on chauffe ce ſel mêlé avec du ſable, ce dernier tendant à s'unir à la potaſſe pour former du verre, l'empêche de réagir ſur l'acide qui paſſe alors ſans altération. Les terres argileuſes décompoſent auſſi le nitre. On ſe ſert communément d'une argile plus ou moins colorée. C'eſt une pareille terre que les diſtillateurs d'eau-forte de Paris emploient. Ils introduiſent deux livres de nitre de la ſeconde cuite avec ſix livres d'argile colorée de Gentilly dans des cornues de terre d'une forme particulière qu'on nomme des *cuines*, & qui ſont placées les unes à côté des autres ſur des fournaux allongés, connus ſous le nom de *galères*; leur col eſt reçu dans une bouteille de même forme qui s'ert de récipient. Ils retirent, par ce moyen, d'abord une liqueur tranſparente peu acide, qu'ils nomment flegme de l'eau-

forte, enſuite de l'acide de plus en plus concentré. Le réſidu eſt une ſubſtance terreuſe rouge & très-dure, qui ſert à faire une eſpèce de mortier. Cette expérience n'eſt rien moins que propre à prouver que l'argile décompoſe le nitre de potaſſe. 1°. Les diſtillateurs n'emploient qu'un nitre fort impur, & qui contient beaucoup de nitre terreux. 2°. Ils ſe ſervent d'une argile très-compoſée & ſouvent remplie d'une grande quantité de pyrites dont l'acide ſulfurique peut décompoſer le nitre. Pour compter ſur cette décompoſition, il faut la faire avec de l'argile blanche, & mieux encore avec la baſe de l'alun ou l'alumine. Cette terre n'ayant pas autant de tendance pour s'unir à l'alcali que le ſable, & ne formant pas de verre avec ce ſel, ne paroît pas pouvoir décompoſer auſſi complètement le nitrate de potaſſe que le ſable. Cependant M. Baumé dit avoir obtenu l'acide du nitrate de potaſſe par la porcelaine & l'argile cuite en grès, qui ne contiennent point d'acide ſulfurique, quoiqu'il ait cru que c'étoit à cet acide, contenu dans les argiles, qu'étoit due la décompoſition de ce ſel.

La baryte décompoſe le nitrate de potaſſe & en ſépare l'alcali. Bergman dans ſa table d'affinités, place cette ſubſtance ſalino-terreuſe avant les alcalis & immédiatement après l'acide nitrique.

La magnéfie, la chaux & les alcalis n'ont aucune action fur le nitre.

Les acides en ont une très-marquée fur ce fel, fur-tout l'acide fulfurique qui a réellement plus d'affinité avec les alcalis que n'en a l'acide nitrique. Si on verfe de l'acide fulfurique concentré fur du nitrate de potaffe bien fec, il fe produit une effervefcence confidérable, & l'on voit s'élever des vapeurs rouges qui ne font que de l'acide nitreux. En faifant cette opération dans une cornue à laquelle eft ajufté un récipient, on recueille cet acide connu fous le nom d'efprit de nitre : cette opération eft appellée dans les laboratoires diftillation de l'efprit de nitre à la manière de Glauber, parce que c'eft ce chimifte qui le premier l'a décrite affez clairement. Dans ce procédé on étoit obligé de laiffer au ballon un petit trou ouvert pour donner iffue aux vapeurs d'acide nitreux; on avoit remarqué que ces vapeurs étoient très-difficiles à condenfer, & qu'elles occafionnoient deux accidens : le premier étoit la perte d'une quantité notable du plus fort efprit de nitre qui fe diffipoit par la tubulure du vaiffeau ; le fecond confiftoit dans le danger que couroit l'artifte expofé à ces vapeurs très-âcres & très-corrofives; c'étoit donc un procédé très-défectueux. M. Woulfe favant chimifte anglois a trouvé le moyen de

remédier à ces inconvéniens : au lieu d'employer un récipient percé d'un petit trou, il se sert d'un ballon à deux pointes; il place dans l'extrêmité de ce vaisseau opposée à la cornue un tube dont un bout qui fait angle droit avec l'autre, plonge dans une bouteille ; cette bouteille a deux tubulures sur ses côtés ; chacune de ces tubulures reçoit un syphon qui passe dans une autre bouteille, placée de chaque côté de la première. Les deux bouteilles collatérales sont jointes par le moyen d'un syphon avec deux vaisseaux pareils dont les tubulures latérales restent ouvertes. La première bouteille reste ordinairement vide, les bouteilles collatérales contiennent une certaine quantité d'eau dans laquelle plonge l'extrêmité inférieure & la plus longue du tube qui communique de l'une à l'autre; la partie supérieure de ces bouteilles reste vide, & lorsque la vapeur d'acide passe au-dessus de l'eau des premières, elle est portée par les autres tubes jusque dans l'eau des bouteilles suivantes. Par cet appareil ingénieux il ne se perd rien du tout, & l'artiste n'est nullement incommodé. L'acide nitreux en vapeur passe dans le ballon & va dans les premières bouteilles où il est absorbé par l'eau. Celui qui ne peut pas l'être passe dans les secondes bouteilles collatérales, & s'y unit à l'eau

qu'elles contiennent. Il se dégage par la tubuture ouverte des dernières bouteilles une quantité plus ou moins grande d'air vital qu'on peut recueillir dans des cloches. Cet appareil tel qu'il vient d'être décrit a un avantage dont il doit être fait mention ; à la fin de l'opération, lorsqu'on laisse refroidir la cornue, il se fait un vide dans les vaisseaux, & l'air extérieur pressant sur l'eau des dernières bouteilles ouvertes, la force de remonter par les syphons dans les premières bouteilles collatérales, & de celles-ci dans la bouteille moyenne & la plus voisine du ballon. Si la première bouteille n'étoit pas vide & n'avoit pas assez de volume pour contenir toute l'eau des suivantes, les liqueurs acides passeroient dans le ballon ; & comme l'acide nitreux le plus fort est contenu dans ce vaisseau, il se trouveroit mêlé avec toutes les liqueurs des bouteilles, & il n'auroit pas le degré de force qu'on y recherche ; cet inconvénient seroit encore plus préjudiciable pour d'autres distillations dont nous parlerons par la suite, parce qu'au lieu de diminuer simplement la force du produit il en altéreroit la pureté.

Pour faire cette opération dans un laboratoire, on met quatre livres de nitrate de potasse pur & fondu en *cristal minéral* dans une cornue

de grès tubulée placée dans un fourneau de réverbère : on peut aussi se servir de cornues de verre tubulées que l'on place sur un bain de sable. On verse tout-à-la-fois par la tubulure deux livres & demie d'acide sulfurique concentré, & on bouche la cornue. On l'adapte & on la lutte promptement à l'appareil décrit ci-dessus qu'on a eu soin de monter la veille. On la chauffe par degrés jusqu'à ce qu'il ne passe plus rien ; on peut régler la conduite de l'opération d'après le dégagement & le passage du gaz dans les bouteilles. S'il est trop rapide, la chaleur est trop violente, & on doit la diminuer de peur que toute la masse de la cornue ne se gonfle trop & ne passe dans le ballon; si le jeu des bouteilles est trop lent, on augmente le feu pour éviter l'absorption; ainsi cet appareil a encore l'avantage d'avertir l'artiste sur la marche de son procédé.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse, formé par l'union de l'acide sulfurique avec l'alcali base du nitre : ce sel résidu est connu en pharmacie sous le nom de sel *de duobus*, ou *arcanum duplicatum*. Il est ordinairement en une masse blanche opaque à demi-vitrifiée remplie de cavités qui annoncent son boursoufflement ; ce sel est fort acide, en raison de la quantité d'acide sulfurique que l'on

emploie, & c'eſt cet excès d'acide qui fait fondre le ſel, comme nous l'avons vu dans l'hiſtoire du ſulfate de potaſſe. L'acide nitreux qu'on obtient par ce procédé eſt très-rouge & très-fumant, en raiſon de la chaleur forte qu'on emploie dans cette diſtillation, & qui dégage une portion d'air vital. Comme il eſt toujours mêlé d'une certaine quantité d'acide ſulfurique, on le rectifie en le rediſtillant ſur un quart de ſon poids de nitre. On doit encore obſerver qu'il eſt néceſſaire d'employer du nitrate de potaſſe bien pur pour avoir de l'acide nitreux ſur les effets duquel on puiſſe compter. Celui qu'on retire du nitre de la ſeconde cuite contient de l'acide muriatique, & agit dans les diſſolutions à la manière de *l'eau régale.* On peut purifier cet acide & lui enlever l'acide muriatique qu'il contient par une diſtillation bien ménagée, comme l'ont démontré MM. de Laſſonne & Cornette. (*Acad.* 1781, *page* 653 à 656.)

L'acide boracique concret décompoſe le nitre à l'aide de la chaleur, & en dégage un acide nitrique aſſez concentré; il paroît que c'eſt en raiſon de ſa fixité qu'il opère cette décompoſition, comme le penſent MM. les Académiciens de Dijon; cependant il faut auſſi l'attribuer en partie à l'attraction qui eſt entre l'acide boracique & la potaſſe baſe du nitre.

Le nitrate de potaſſe eſt d'un très-grand uſage dans les arts. Il eſt le principal & le plus utile des ingrédiens de la poudre à canon, dont nous parlerons à l'article du ſoufre. Brûlé avec différentes doſes de tartre, il forme des matières fondantes nommées *flux*, qu'on emploie en docimaſie, pour fondre & réduire les ſubſtances métalliques, &c. &c.

On s'en ſert fréquemment en médecine, comme d'un médicament calmant, rafraîchiſſant, diuritique, anti-ſeptique, &c. On l'adminiſtre dans une boiſſon quelconque à la doſe de dix à douze grains, juſqu'à celle d'un demi-gros & plus. Les médecins en obtiennent tous les jours de très-bons effets.

Sorte IV. NITRATE DE SOUDE.

Le nitrate de ſoude que l'on a nommé *nitre cubique*, *nitre quadrangulaire*, *nitre rhomboïdal*, eſt le ſel neutre parfait, réſultant de la combinaiſon ſaturée de l'acide nitrique & de la ſoude.

Ce ſel eſt ordinairement en aſſez gros criſtaux rhomboïdaux très-réguliers ; le nom de nitre rhomboïdal lui convenoit donc mieux que celui de nitre cubique.

Sa ſaveur eſt fraîche & un peu plus amère que celle du nitrate de potaſſe.

Le feu le décompoſe comme ce dernier; mais il décrépite & ſe fond moins facilement que lui. Au reſte, il donne de l'air vital mêlé de gaz azote & s'alcaliſe comme le nitre de potaſſe.

Il eſt un peu plus altérable à l'air que ce dernier, & il en attire légèrement l'humidité.

Il ſe diſſout aſſez bien dans l'eau froide & même plus abondamment que le premier, puiſque deux parties d'eau à la température ordinaire de 10 degrés, en diſſolvent une partie; l'eau bouillante n'en diſſout preſque pas davantage; auſſi pour l'avoir criſtalliſé régulièrement, on eſt obligé d'évaporer lentement ſa diſſolution. En expoſant une leſſive bien claire de ce ſel dans un endroit ſec, on y trouve au bout de quelques mois des criſtaux rhomboïdaux de ſix à huit lignes, & quelquefois de près d'un pouce d'étendue. Ce procédé eſt en général celui qui réuſſit le mieux pour faire criſtalliſer les ſels qui ne ſont pas plus ſolubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Le nitrate de ſoude détonne ſur les charbons ardens, & fait brûler tous les corps combuſtibles avec leſquels on le chauffe un peu moins rapidement que le nitrate de potaſſe.

La terre ſilicée en dégage l'acide nitrique & forme du verre avec ſa baſe; l'argile en ſépare auſſi l'acide, & le réſidu de cette décompoſition

eſt une eſpece de fritte un peu bourſouflée ; & opaque lorſqu'on a donné un bon coup de feu.

La baryte le décompoſe & met à nud la ſoude. La magnéſie & la chaux ne l'altèrent pas ſenſiblement.

La potaſſe a plus d'affinité que ſa baſe avec l'acide nitrique avec lequel elle forme du nitrate de potaſſe ; on peut ſe convaincre de cette décompoſition par une expérience très-facile. Si l'on partage une diſſolution bouillllante & ſaturée de nitrate de ſoude en deux portions, & ſi l'on jette dans une d'elles de la potaſſe cauſtique, celle-ci dépoſera pendant ſon réfroidiſſement des criſtaux priſmatiques de nitrate de potaſſe ; tandis que la portion dans laquelle on n'aura point mis de potaſſe ne criſtalliſera point, parce que les criſtaux de nitrate de ſoude ne ſe forment que par l'évaporation lente.

L'acide ſulfurique concentré verſé ſur le nitrate de ſoude en dégage l'acide nitrique avec efferveſcence. On peut diſtiller ce mélange, & obtenir de l'acide nitrique, comme avec le nitrate de potaſſe. Les autres acides minéraux n'ont pas plus d'action ſur ce ſel que ſur le précédent.

Les ſels neutres déjà examinés, les ſulfates de potaſſe & de ſoude, & le nitrate de potaſſe n'altèrent en aucune manière le nitrate de ſoude ;

si ces sels sont dissous dans la même eau, ils cristallisent séparément, & chacun dans leur ordre ordinaire; le nitrate de potasse & le sulfate de soude par réfroidissement, le sulfate de potasse & le nitrate de soude par l'évaporation. Toutes ces propriétés démontrent que le nitrate de soude ne diffère du nitrate de potasse que par sa forme, sa saveur, sa légère déliquescence, sa solubilité plus grande, sa propriété de cristalliser par l'évaporation, & sur-tout sa décomposition par la potasse.

On n'a point encore trouvé le nitrate de soude dans la nature; il est toujours un produit de l'art qui le forme de cinq manières différentes; 1°. en unissant directement l'acide nitrique avec la soude; 2°. en décomposant par ce même alcali les nitrates terreux, le nitrate ammoniacal & les nitrates métalliques; 3°. en décomposant le muriate de soude par l'intermède de l'acide nitrique; 4°. en décomposant le sulfate de soude par l'esprit de nitre fumant; 5°. enfin, en décomposant les dissolutions métalliques nitriques qui en sont susceptibles par le muriate de soude : dans ce dernier cas, à mesure que l'acide muriatique s'unit au métal qu'il sépare de l'acide nitrique, ce dernier se combine avec la soude qui quitte son premier acide. Toutes ces décompositions seront détaillées en parculier à

l'article de chacun des ſels qui en ſont ſuſceptibles.

Le nitrate de ſoude pourroit ſervir aux mêmes uſages que le nitrate de potaſſe; mais comme il ne produit pas tous les effets de ce dernier ſel, ſans doute à cauſe de la plus grande affinité qu'il a avec l'eau, on ne l'emploie pas dans les arts; d'ailleurs comme on ne le trouve point dans la nature, & comme il n'eſt qu'un produit de l'art, on n'a pas eſſayé d'en faire un uſage particulier; on n'a même pas encore fait ſur ce ſel toutes les recherches néceſſaires pour en bien connoître les propriétés.

Sorte V. MURIATE DE POTASSE.

Le muriate de potaſſe, appelé autrefois *ſel fébrifuge de Sylvius*, eſt formé par l'union ſaturée de l'acide muriatique avec la potaſſe. Il a été mal à propos nommé *ſel marin régénéré*, puiſqu'il diffère de ce ſel par la nature de ſa baſe. Ses criſtaux ſont des cubes, mais qui ont preſque toujours un aſpect confus & une forme peu régulière. Sa ſaveur eſt ſalée, piquante, amère & déſagréable : lorſqu'on l'expoſe au feu, il décrépite, c'eſt-à-dire, que ſes criſtaux ſe briſent & s'éclatent en petits morceaux, ce qui vient de la raréfaction ſubite de l'eau qui entre dans leur compoſition ; ſi on le laiſſe ſur le

feu après qu'il a décrépité, & que la chaleur ſoit aſſez forte, il ſe fond & ſe volatiliſe, mais ſans ſe décompoſer; il peut ſervir de fondant aux terres & aux ſubſtances métalliques. Sa principale utilité dans ce cas, c'eſt qu'en recouvrant les matières, il fixe l'action des autres fondans, les empêche de ſe volatiliſer, & prévient les altérations que l'accès de l'air pourroit produire.

Le muriate de potaſſe eſt peu altérable à l'air, il n'en attire que très-légèrement l'humidité.

Il lui faut environ trois parties d'eau froide pour être tenu en diſſolution; l'eau chaude n'en diſſout pas davantage; c'eſt pour cela qu'on eſt forcé d'avoir recours à l'évaporation lente pour l'obtenir criſtalliſé. C'eſt un des ſels qu'il eſt le plus difficile d'avoir en criſtaux réguliers d'un certain volume.

L'argile paroît le décompoſer en partie, puiſqu'en diſtillant du muriate de potaſſe avec les glaiſes des environs de Paris, on obtient de l'acide muriatique; à la vérité, cette opération n'en fournit qu'une petite quantité, & ſon réſultat eſt bien éloigné de celui que donne le nitrate de potaſſe. Il paroît auſſi que le ſable a la même action que l'argile ſur le muriate de potaſſe.

La baryte s'empare de ſon acide & en ſépare

la potasse suivant Bergman. La magnésie & la chaux ne l'altèrent en aucune manière.

Les acides sulfurique & nitrique en dégagent l'acide muriatique avec effervescence (1) : ce phénomène est d'autant plus marqué, que le muriate de potasse est plus sec. Celui que l'on a fait décrépiter, & qui a perdu son eau de cristallisation, produit une effervescence très-considérable avec l'acide sulfurique concentré, & le mélange s'échauffe beaucoup. En faisant ces

---

(1) Nous avons déjà fait observer, en parlant de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique concentré, que l'acide nitrique se dégageoit avec une vive effervescence. Nous retrouvons ici le même phénomène pour l'acide muriatique : il est même beaucoup plus marqué dans ce dernier sel, parce que son acide a une très-grande tendance pour se mettre dans l'état de gaz. Telle est la cause générale des effervescences dont la nature & les différences n'ont été bien connues que depuis très-peu de temps. On croyoit autrefois que c'étoit au dégagement de l'air qu'elles étoient dues ; on est convaincu aujourd'hui que ce n'est pas l'air, mais tous les corps qui peuvent affecter l'aggrégation aériforme qui les produisent ; ainsi, nous avons fait voir que l'ébullition de l'eau pouvoit être regardée comme une sorte d'effervescence. Comme cette vérité a besoin d'être souvent répétée jusqu'à ce qu'elle soit bien connue & bien entendue de tout le monde, nous reviendrons plusieurs fois sur cet objet, en traitant des différens sels neutres susceptibles d'être décomposés par les acides.

décompoſitions dans des cornues, on obtient de l'acide muriatique dans le récipient, & la cornue contient du ſulfate de potaſſe lorſqu'on opère avec l'acide ſulfurique : le récipient contient, au contraire, de l'*eau régale*, & le réſidu donne du nitrate de potaſſe, ſi l'on emploie l'acide nitrique. L'acide boracique décompoſe auſſi le muriate de potaſſe par le moyen de la diſtillation, & en dégage l'acide muriatique. Comme toutes ces opérations ſe pratiquent avec le muriate de ſoude ou ſel marin, nous les décrirons plus en détail à l'article de ce dernier. Les acides carbonique & fluorique n'ont aucune action ſur le muriate de potaſſe.

Les ſulfates & les nitrates de potaſſe & de ſoude n'en ont pas davantage ſur ce ſel; lorſqu'ils ſont diſſous dans la même eau, chacun d'eux criſtalliſe ſéparément & à ſa manière.

Le muriate de potaſſe ſe rencontre fréquemment dans la nature; mais toujours en aſſez petite quantité. On le trouve dans les eaux de la mer & des fontaines ſalées; il exiſte, quoique rarement, dans les lieux où l'on rencontre le nitrate de potaſſe; on le trouve encore dans les cendres des végétaux, & dans quelques humeurs animales. L'art peut auſſi le produire, 1°. en combinant directement l'acide muriatique avec la potaſſe; 2°. en décompoſant les muriates

terreux, ammoniacaux ou métalliques par le même alcali ; 3°. en décomposant le sulfate ou le nitrate de potasse, par le moyen de l'acide muriatique, comme l'a indiqué M. Cornette.

On employoit autrefois ce sel neutre comme un excellent fébrifuge ; mais il ne possède cette propriété, que Sylvius lui a attribuée, qu'en sa qualité de sel amer. On préfere aujourd'hui à ce sel les sulfates de potasse & de soude.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts ; son goût désagréable empêche qu'on ne s'en serve pour assaisonnement comme on le fait du muriate de soude ; il a d'ailleurs toutes les propriétés chimiques de ce dernier sel, dont il ne differe que par sa saveur amère, sa dissolubilité moins grande, son altérabilité à l'air & sa crisallisation moins régulière ; c'est pourquoi nous n'insisterons pas davantage sur son histoire.

Sorte VI. MURIATE DE SOUDE.

Le muriate de soude, plus connu sous les noms de *sel marin* ou *sel de cuisine*, *sal culinare*, est un sel neutre parfait, formé par la combinaison saturée de l'acide muriatique & de la soude. On doit s'appercevoir que, dans la nomenclature adoptée jusqu'ici, la définition de la nature de ces sels neutres est presque inutile, puisqu'elle est exprimée par la dénomination.

Ce ſel eſt répandu en quantité conſidérable dans la nature ; c'eſt le plus abondant de tous. On le trouve en maſſes immenſes dans l'intérieur de la terre, en Eſpagne, en Calabre, en Hongrie, en Moſcovie, & ſur-tout à Wielizcka, en Pologne, près les monts Crapacks. Les mines de ce dernier endroit ſont d'une grandeur très-conſidérable, & le muriate de ſoude y eſt en quantité prodigieuſe. Ce ſel, contenu dans la terre, eſt ordinairement irrégulier, rarement criſtalliſé : il eſt plus ou moins blanc ; on en trouve de coloré : dans cet état on l'appelle *ſel gemme*, parce qu'il a ſouvent la tranſparence des criſtaux connus ſous ce nom. Les eaux de la mer en ſont chargées, ainſi que celle de certains lacs & de quelques fontaines. C'eſt de ces eaux qu'on le retire par quatre procédés généraux.

Le premier eſt l'évaporation ſpontanée par la chaleur du ſoleil ; ce moyen eſt mis en uſage dans nos provinces méridionales, en Languedoc, à Peyrac, Pecais, &c. On creuſe ſur le bord de la mer des eſpèces de foſſes qu'on enduit d'argile bien battue ; on y pratique des petits murs qui les partagent en pluſieurs compartimens, & qui communiquent les uns avec les autres. La marée montante dépoſe de l'eau dans ces marais ſalans, & elle eſt retenue par les eſpèces de cloiſons que forment les murs ; on

n'y en laisse qu'une couche assez mince que la chaleur du soleil évapore très-bien. Quand il s'y est formé une pellicule saline, on la casse, & elle se précipite; on la brise ainsi jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'eau. Alors on ramasse le sel avec des râteaux, & on le met en tas pour le faire sécher. Ce sel est mêlé avec tous ceux qui sont dissous dans les eaux de la mer, tels que les sulfates de soude & de magnésie, les muriates de magnésie & de chaux. Il est aussi sali par une portion de la glaise qui forme le fond des marais salans; enfin on y trouve du fer & du mercure en très-petits globules; ce dernier s'y démontre facilement en laissant séjourner une lame d'or dans le sel; elle y est blanchie très-manifestement. Ce sel fort impur est connu sous le nom de *sel de gabelle*.

Dans les provinces septentrionales de la France, en Normandie & en Bretagne, on se sert de l'évaporation artificielle à l'aide du feu. Dans l'Avranchin, on prend les sables mouvans sur lesquels l'eau de la mer a déposé des cristaux salins; on les lave avec la moins grande quantité possible d'eau de mer, afin que le sel n'en ait que ce qu'il lui en faut pour être dissous; on porte cette eau salée dans des chaudières de plomb dans lesquelles on l'évapore jusqu'à siccité. Ce sel est très-blanc & plus pur que celui

des marais salans. Guettard a décrit avec soin ce travail dans les Mémoires de l'Académie pour l'année 1758.

La Lorraine & la Franche-Comté ont beaucoup de fontaines salées. L'eau de ces fontaines est chargée de différentes quantités de muriate de soude. A Montmorot, dans la dernière de ces provinces, pour obtenir ce sel on réunit l'évaporation spontanée à l'évaporation par le feu. Pour cet effet, l'eau des puits est portée, par des pompes à chapelet, dans un grand bassin. Ce dernier est placé au haut d'un hangard nommé bâtiment de graduation. Sous cet hangard sont suspendues, par étages, des planches sur lesquelles sont placés de petits fagots d'épines. L'eau tombe sur ces fagots par des robinets ; elle se divise en pluie fine ; & comme elle présente beaucoup de surface à l'air qui circule avec rapidité sous ces hangards, il s'en évapore presque les deux tiers ; elle dépose du sulfate de chaux ou de la *sélénite* sur les fagots ; & lorsqu'elle est assez chargée de sel pour donner treize à quatorze degrés au pèse-liqueur, elle est portée dans de grandes chaudières de fer, soutenues par des crochets de même métal, qui partent de leur fond & reposent sur des pièces de bois portées par les bords de ces vaisseaux. Ces chaudières, appelées poëles, sont très-larges & peu pro-

fondes. Elles contiennent cent muids d'eau salée. On les chauffe brusquement ; lorsque l'eau bout à gros bouillons, elle se trouble d'abord, & dépose à sa surface une terre ochreuse en forme d'écume. Il s'en sépare ensuite un sel peu soluble qui n'est que du sulfate de chaux ; les ouvriers le nomment *schlot* : le schlot est mêlé d'un peu de muriate de soude, de sulfate de soude & de muriates terreux : il est reçu dans de petites auges de tôle, placées sur les bords des chaudières, dans lesquelles il est porté par les flots de la liqueur qui bout ; on enlève les augelots de temps en temps, & on les remet jusqu'à ce qu'il se forme à la surface de la liqueur une grande quantité de petits cristaux cubiques que les ouvriers appellent *pieds de mouches*. A cette époque on retire les augelots pour la dernière fois. On diminue le feu & on enlève le muriate de soude avec des écumoirs, à mesure qu'il s'en est cristallisé une assez grande quantité ; on continue de l'enlever ainsi, & d'évaporer jusqu'à ce que l'eau ne donne plus de cristaux cubiques. Le sel que l'on obtient est en cristaux plus ou moins gros, suivant la rapidité ou la lenteur de l'évaporation ; l'eau qui n'en fournit plus est appelée *muire* ou *eau mère* : elle contient des muriates terreux (1).

(1) On prépare à Montmorot un sel neutre, connu sous

Wallerius rapporte un quatrième procédé pour retirer le ſel des eaux de la mer, mis en uſage dans les pays du Nord. On expoſe cette eau dans des foſſes ſur le bord de la mer ; comme elle n'y forme qu'une petite couche, le froid la pénètre, & elle ſe gèle ; mais la portion d'eau ſurabondante à la diſſolution ſaline étant la ſeule ſuſceptible de ſe geler, celle qui reſte fluide retient tout le ſel qui étoit contenu dans la quantité primitive, & elle ſe trouve concentrée au point de laiſſer criſtalliſer le muriate de ſoude à la moindre chaleur ; on la porte dans des chaudières de plomb, dans leſquelles on l'évapore.

Les criſtaux de muriate de ſoude ſont des cubes très-réguliers & d'autant plus gros, que l'évaporation a été plus lente; ils ſe groupent enſemble par leurs bords, de manière à former des eſpèces d'eſcaliers ou de trémies creuſes. Rouelle l'aîné a obſervé & décrit ce phénomène avec beaucoup de ſoin dans ſes Mémoires ſur la criſtalliſation. Bergman en a donné une éthiologie fort ingénieuſe.

---

le nom de *ſel d Epſom de Lorraine ;* mais ce n'eſt que du ſulfate de ſoude ou ſel de Glauber dont on a troublé la criſtalliſation. On le diſtingue du vrai ſulfate de magnéſie ou *ſel d'Epſom*, en ce qu'il s'effleurit à l'air, tandis que le premier, tel qu'il vient d'Angleterre, eſt déliqueſcent.

La ſaveur de ce ſel, qui eſt ſalée & agréable eſt connue de tout le monde.

Lorſqu'on l'expoſe à l'action d'un feu bruſque, il pétille & ſaute en éclats. On appelle ce phénomène *décrépitation;* il eſt dû, ainſi que nous l'avons déjà fait obſerver pour le ſulfate de potaſſe & le muriate de potaſſe, à ce que l'eau qui entre dans les criſtaux ſe raréfiant ſubitement, briſe & écarte avec effort toutes les petites lames dont ils ſont compoſés. Lorſque toute l'eau eſt ainſi évaporée, la décrépitation ceſſe, & le ſel eſt en pouſſière. Si on continue à le chauffer fortement, il ſe fond après avoir rougi : en le coulant ſur une plaque de marbre, il ſe fige en une eſpèce de criſtal minéral. Mais il n'eſt altéré en aucune manière, car on peut lui rendre ſa première forme en le diſſolvant dans l'eau. Le feu ne le décompoſe donc pas : en le tenant fondu quelque temps, il finit par ſe volatiliſer ſans altération, mais il faut pour cela un feu de la dernière violence.

Le muriate de ſoude n'éprouve pas d'altération ſenſible à l'air, lorſqu'il eſt bien pur ; il ſe deſsèche plutôt qu'il ne s'humecte, & il n'en attire l'humidité que lorſqu'il contient des muriates à baſes terreuſes, comme celui de gabelle.

Il eſt très-diſſoluble dans l'eau ; il ne lui faut

que trois parties de ce fluide pour être tenu en diſſolution. Trois onces & demie d'eau diſſolvent très-complètement une once de ce ſel : il n'eſt pas plus diſſoluble dans l'eau bouillante que dans l'eau froide. La diſſolution ſe fait ſeulement un peu plus vîte par la chaleur. On obtient les criſtaux de ce ſel par une évaporation très-lente. Il ſe forme d'abord ſur la liqueur des pieds de mouches qui ſe joignent, & donnent naiſſance à une pellicule plus ou moins épaiſſe ; quelquefois, au lieu de cubes, on obſerve des eſpèces de pyramides quarrées & creuſes, ſemblables à des trémies. Rouelle l'aîné, qui a obſervé avec grand ſoin tous les phénomènes de cette criſtalliſation, a vu que ces trémies prenoient naiſſance de la manière ſuivante. Lorſqu'il y a un cube formé, ce petit ſolide s'enfonce un peu dans l'eau ; il en naît enſuite un ſecond qui eſt attiré par le premier, & qui s'attache à lui par un de ſes côtés ; le même phénomène a lieu pour les trois autres côtés du cube. Il eſt aiſé de concevoir que cet accroiſſement ſucceſſif produira des pyramides creuſes, dont la pointe ſera en bas & la baſe en haut. Lorſqu'elles ſont trop groſſes, elles ſe précipitent au fond de la liqueur. L'eau dans laquelle on a diſſous ce ſel, & qu'on a fait évaporer juſqu'à ce qu'elle n'en fourniſſe plus, ne contient plus au-

cune matière ſaline, ſi le ſel employé étoit bien pur : celle de la mer & des ſalines contient toujours quelques ſels à baſe terreuſe. On peut en précipiter la terre à l'aide de la ſoude, comme nous le dirons à l'article des ſels neutres terreux. Tel eſt le moyen qu'on emploie pour obtenir du muriate de ſoude très-pur.

Le muriate de ſoude paroît faciliter la fuſion des verres ; il occupe toujours la partie ſupérieure des pots dans leſquels on fond cette matière, & conſtitue en grande partie le fiel de verre.

On s'en ſert pour vitrifier la ſurface de certaines poteries, & pour leur donner ainſi une eſpèce de couverte aux dépens de leur portion extérieure, qui ſe fond à l'aide de la grande chaleur communiquée par le ſel ; on y parvient aiſément, en jetant dans les fours où on la cuit une certaine quantité de muriate de ſoude. Il ſe volatiliſe & ſe répand ſur la ſurface des poteries, dont il occaſionne la fuſion par ſon extrême chaleur. C'eſt ainſi qu'on enduit la poterie d'Angleterre.

La terre ſilicée ne l'altère en aucune manière, quoiqu'il paroiſſe en favoriſer la fuſion.

L'argile pure a beaucoup moins d'action ſur le muriate de ſoude que ſur les nitres : elle ne donne, en la diſtillant avec ce ſel, qu'un acide foible

& phlegmatique en aſſez petite quantité. Les diſtillateurs d'eau-forte retirent, il eſt vrai, l'acide muriatique appelé *eſprit de ſel* de cette manière ; mais ils emploient du ſel de gabelle, qui contient beaucoup de muriates à baſe terreuſe, & ils ſe ſervent d'une argile très-colorée & très-impure.

La baryte décompoſe le muriate de ſoude comme tous les autres ſels alcalins, d'après les expériences de Bergman.

La chaux & la magnéſie n'altèrent en aucune manière le muriate de ſoude. Peut-être ces deux ſubſtances ſalino-terreuſes, combinées avec l'acide carbonique, peuvent-elles ſéparer les principes du muriate de ſoude par une attraction élective double ?

La potaſſe cauſtique décompoſe le muriate de ſoude, parce qu'elle a plus d'affinité avec ſon acide que n'en a la ſoude. Une diſſolution de muriate de ſoude, mêlée avec de la potaſſe, donne du muriate de potaſſe par l'évaporation, & l'eau mère contient la ſoude pure & iſolée.

Les acides ont une action très-marquée ſur le muriate de ſoude. Si l'on verſe de l'acide ſulfurique concentré ſur ce ſel, il ſe produit un mouvement très-conſidérable, une chaleur très-vive ; on obſerve une efferveſcence violente (1), cau-

(1) L'efferveſcence eſt auſſi manifeſte dans cette opé-

ſée par l'acide muriatique qui ſe dégage ſous la forme de gaz; on reconnoît la nature de cet acide aériforme dégagé, par la vapeur blanche qu'il forme avec l'eau de l'atmoſphère, & par ſon odeur piquante analogue à celle du ſafran, lorſque cette vapeur eſt fort étendue. Si l'on fait cette opération avec l'appareil pneumato-chimique au mercure, on obtient beaucoup de gaz acide muriatique. Glauber eſt le premier qui ait obſervé & décrit avec ſoin cette décompoſition du ſel marin par l'acide ſulfurique, pour retirer l'acide de ce ſel; c'eſt pour cela qu'on a donné à cet acide le nom d'*eſprit de ſel marin à la manière de Glauber*. En examinant le réſidu de cette opération, il a découvert ſon ſel admirable, ou le ſulfate de ſoude.

Preſque tous les auteurs preſcrivent, pour diſtiller l'acide muriatique, de mettre du muriate de ſoude décrépité dans une cornue de grès tubulée, de verſer par la tubulure la moitié de ſon poids d'acide ſulfurique concentré; il ſe dé-

---

ration, que dans l'union du même acide avec la chaux & les alcalis ſaturés d'acide carbonique. Elle a donc lieu toutes les fois qu'un corps, ſéparé d'une combinaiſon, ſe volatiliſe ſous la forme de gaz; elle peut donc être occaſionnée par l'acide carbonique, l'acide muriatique, l'acide nitrique, l'acide ſulfureux, l'acide fluorique, &c. Elle ne doit pas être attribuée au dégagement de l'air.

gage ſur le champ beaucoup de vapeurs acides, qui paſſent par le bec de la cornue, & vont ſe raſſembler dans deux ballons enfilés ; le dernier de ces vaiſſeaux eſt percé d'un petit trou, afin de laiſſer échapper les vapeurs & de prévenir la rupture de l'appareil. Il en eſt de cette opération comme de la diſtillation de l'acide nitreux ; on perd une grande quantité de l'acide muriatique le plus pur, qui ſe diſſipe ſous la forme de gaz par le trou du ballon, & on eſt fort incommodé par les vapeurs très-corroſives de cet acide, qui rempliſſent le laboratoire où ſe fait la diſtillation. M. Baumé, pour éviter une partie de ces inconvéniens, ajoute de l'eau dans la cornue. Cette eau, volatiliſée dans le ballon, abſorbe une partie du gaz acide muriatique ; mais comme elle eſt beaucoup moins volatile que lui, il ſe perd toujours une grande quantité de cet acide. M. Woulfe a corrigé tous ces défauts, & a trouvé le moyen de ſe procurer l'acide muriatique le plus fort & le plus concentré poſſible, en faiſant l'inverſe du procédé de M. Baumé. Au lieu de faire volatiliſer l'eau pour aller après les vapeurs d'acide muriatique, il préſente ce liquide à la rencontre du gaz, & il emploie pour cela l'appareil que nous avons décrit à l'article du nitre.

On met huit onces d'eau diſtillée dans les

bouteilles collatérales, pour un mélange de deux livres de muriate de ſoude & d'une livre d'acide ſulfurique concentré. Le gaz acide muriatique, conduit par des tubes dans l'eau des bouteilles, s'y diſſout. Cette eau s'échauffe preſque juſqu'à l'ébullition en ſe combinant avec le gaz, & elle en abſorbe un poids égal au ſien. Lorſqu'elle en eſt chargée à ce point, elle n'en diſſout plus, & elle ſe refroidit; mais le gaz paſſant dans les ſecondes bouteilles collatérales, s'y noie de nouveau dans l'eau qu'il échauffe & qu'il ſature.

Ce procédé, très-ingénieux & bien d'accord avec les propriétés connues du gaz acide muriatique, a pluſieurs avantages : 1°. il évite les inconvéniens de l'acide en vapeur répandu dans l'air; 2°. il empêche qu'on n'en perde la plus grande quantité, comme cela arrivoit même dans le procédé ancien; 3°. il procure l'acide muriatique le plus fort, le plus concentré, le plus fumant qu'il ſoit poſſible d'avoir; 4°. cet acide eſt en même temps très-pur, puiſqu'il n'eſt formé que du gaz diſſous dans l'eau. Auſſi eſt-il très-blanc, tandis que celui qu'on avoit autrefois dans les laboratoires étoit toujours d'une couleur citrine; ce qui a même induit les chimiſtes en erreur, puiſqu'ils ont donné cette couleur comme un caractère de cet acide. La

portion d'acide liquide qui, dans ce procédé, ſe condenſe dans les allonges, eſt jaune & ſalie par les matières étrangères entraînées par l'eau contenue dans le mélange, ainſi que cela arrive dans l'ancien procédé; 5°. la méthode nouvelle avertit l'artiſte du degré de feu néceſſaire, & de la manière de conduire ſon opération, par le paſſage plus ou moins rapide de l'acide muriatique gazeux à travers l'eau des bouteilles; 6°. enfin, ce qu'il y a de plus précieux, elle fournit un moyen de connoître exactement la quantité d'acide contenu dans le ſel neutre, puiſqu'on n'en perd aucune portion.

L'acide nitrique décompoſe auſſi le muriate de ſoude; mais comme il eſt volatil, il monte & s'unit à l'acide de ce ſel; il réſulte de cette union l'acide mixte connu ſous le nom d'acide nitro-muriatique ou l'*eau régale.*

Baron a découvert que l'acide boracique dégage l'acide du muriate de ſoude à l'aide de la chaleur. Le réſidu de cette diſtillation eſt du véritable borate de ſoude très-pur.

L'acide carbonique & l'acide fluorique n'ont point d'action marquée ſur le muriate de ſoude.

Les ſels neutres que nous avons fait connoître juſqu'ici n'en ont pas davantage ſur ce ſel. Lorſque les ſulfates, les nitrates de potaſſe & de

ſoude, & le muriate de potaſſe ſe trouvent diſ-ſous dans la même eau que le muriate de ſoude, chacune de ces matières ſalines criſtalliſe à ſa manière ; le muriate de ſoude eſt un de ceux qui s'en ſépare le premier pendant les progrès de l'évaporation, & il ſe mêle avec un peu de ſulfate & de muriate de potaſſe ; mais le ſulfate de ſoude & le nitrate de potaſſe reſtent les derniers en diſſolution, & ne ſe criſtalliſent que par le refroidiſſement. C'eſt pour cela qu'en Lorraine on prend l'eau mère des ſalines d'où on a retiré le ſel de cuiſine; on la met dans des tonneaux, & on l'agite avec des bâtons; pendant ſon refroidiſſement, le ſulfate de ſoude ſe criſtalliſe confuſément, & en petites aiguilles qui reſſemblent à celles du vrai ſel d'Epſom, ou ſulfate de magnéſie.

Les uſages du muriate de ſoude ſont fort étendus. Il eſt employé, 1°. dans quelques poteries, pour faire entrer leur ſurface en fuſion, & leur donner une eſpèce de couverte; 2°. dans la verrerie pour blanchir & purifier le verre; 3°. dans la docimaſie ou dans l'eſſai des mines, pour ſervir de fondant aux matières qui forment les ſcories, pour faciliter la précipitation des métaux, & pour empêcher leur altération par l'air, en les défendant du contact de l'atmoſphère.

On ſent aujourd'hui le beſoin de le faire ſervir à un uſage encore plus important que ceux-là; à l'extraction de la ſoude qui devient tous les jours de plus en plus rare, & dont l'uſage eſt très-néceſſaire pour les arts. Pluſieurs perſonnes poſsèdent ce ſecret en Angleterre, & retirent en grand la ſoude du ſel de la mer.

Quelques chimiſtes ont penſé que la litharge eſt ſuſceptible de décompoſer le muriate de ſoude à froid & par la ſimple macération; il paroiſſoit que réuniſſant deux propriétés, la première de contenir de l'acide carbonique capable d'attirer la ſoude, la ſeconde de former avec l'acide muriatique un ſel inſoluble, & facile à ſe ſéparer de la leſſive alcaline, elle devoit agir par une attraction élective double; mais les eſſais que j'ai faits, ſur cet objet, m'ont prouvé que ce procédé étoit inſuffiſant. Schéele a vu que le fer plongé dans une diſſolution de muriate de ſoude ſe couvre de ſoude ſaturée d'acide carbonique; il a obtenu le même ſuccès du ſulfate & du nitrate de ſoude, traités de la même manière. Il a découvert que la chaux vive mêlée à une diſſolution de muriate de ſoude, & ce mélange laiſſé dans une cave humide, donnoit une efflorеſcence de ſoude, & qu'il ſe formoit du muriate calcaire. Cohauſen avoit annoncé ce fait en 1717. M. de Morveau a prouvé que ces décompoſitions

s'opèrent à la faveur de l'acide carbonique ; puiſqu'une diſſolution de ſulfate & de muriate de potaſſe, verſée dans de l'eau de chaux précipitée par l'acide carbonique, devenoit claire & tranſparente, & puiſqu'il n'y a pas de précipité en verſant dans un mélange d'eau de chaux & d'une diſſolution de ces ſels, de l'eau chargée d'acide carbonique. Tous ces faits ſont autant de données d'où il faut partir pour trouver l'art de retirer la ſoude du ſel de la mer, & pour former des établiſſemens en grand ſur cette utile extraction.

Le muriate de ſoude ſert d'aſſaiſonnement pour les alimens, dont il corrige la fadeur ; il facilite la digeſtion, en produiſant un commencement d'altération putride dans les ſubſtances alimentaires. Quoiqu'il ſoit bien prouvé par les expériences de MM. Pringle, Macbride, &c. qu'il retarde la putréfaction, & qu'il eſt un antiſeptique puiſſant, comme la plupart des matières ſalines, lorſqu'on le mêle en grande doſe avec les ſubſtances animales, il agit d'une manière bien différente quand on le mêle en petite quantité à ces mêmes ſubſtances, puiſqu'il les fait paſſer plus vîte à la putréfaction. Ce fait eſt prouvé par les expériences de l'auteur des eſſais pour ſervir à l'hiſtoire de la putréfaction, & par celles de Gardane.

Ce

Ce ſel n'eſt pas moins utile en médecine ; on le met dans la bouche & on l'emploie en lavemens comme un ſtimulant très-utile dans l'apoplexie, la paralyſie, &c. C'eſt un fondant aſſez actif dans beaucoup de cas, &c. Il eſt fort recommandé par Ruſſel (*de Tabe Glandulari*) pour les engorgemens lymphatiques qui dépendent du vice ſcrophuleux. J'en ai moi-même obtenu de très-bons effets dans pluſieurs maladies de cette nature. Il purge lorſqu'on l'adminiſtre à la doſe de pluſieurs gros. Comme c'eſt le ſel gris que l'on emploie ordinairement dans ces différentes circonſtances, les effets qu'il produit ſont dus en partie aux muriates calcaire & magnéſien qu'il contient.

Sorte VII. BORAX DE SOUDE OU BORATE SURSATURÉ DE SOUDE (1).

Le borax de ſoude ou borax commun, eſt un ſel neutre formé par la combinaiſon de l'acide boracique avec la ſoude en excès.

L'hiſtoire de ce ſel qui nous vient des Indes Orientales eſt fort incertaine. On ne ſait pas

(1) Nous avons juſqu'ici commencé par examiner les ſels neutres, formés par chaque acide uni à la potaſſe. Quant à ceux dans leſquels entre l'acide boracique, nous ſommes forcés de commencer par celui à baſe de ſoude, parce que c'eſt le ſeul bien connu.

encore positivement si c'est un produit de la nature ou de l'art. En effet ; si la découverte de l'acide boracique en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs de Toscane, dont nous avons fait mention dans l'histoire de cet acide, peut faire présumer que le borax de soude est un produit de la nature, plusieurs faits que nous rapporterons plus bas, semblent démontrer qu'il est possible de former ce sel de toutes pieces par certains procédés, & peut-être aura-t-on quelque jour des minieres artificielles de borax, comme on a aujourd'hui des nitrieres artificielles dans différentes parties de l'Europe.

Le borax est sous trois états dans le commerce. Le premier est le borax brut, *tinckal* ou *chrysocolle*, qui nous vient de Perse ; il est en masses verdâtres, grasses au toucher, ou en especes de cristaux opaques, d'un vert de porreau, qui sont des prismes à six pans, terminés par des pyramides irrégulieres. On trouve même deux variétés de ces cristaux verdâtres différentes par la grosseur dans le commerce. Ce sel est très-impur & mêlé de beaucoup de matieres étrangeres à sa composition.

La seconde espece de borax est connue sous le nom de borax de la Chine ; celui-ci est un peu plus pur que le précédent ; il est en petites pla-

ques, ou en maſſes irréguliérement criſtalliſées, d'un blanc ſale ; on y apperçoit des rudimens de priſmes & de pyramides, mais confondus enſemble ſans aucun arrangement ſymmétrique : on obſerve ſur ces criſtaux une pouſſiere blanche qui en enduit la ſurface, & que l'on croit de nature argileuſe.

La troiſieme eſpece eſt le borax de Hollande, ou borax raffiné. Il eſt en portion de criſtaux tranſparens & aſſez purs ; on y reconnoît des pyramides à pluſieurs faces, mais dont la criſtalliſation a été interrompue. Cette forme indique d'une maniere certaine que la méthode employée par les hollandois pour rafiner ce ſel eſt la diſſolution & la criſtalliſation.

Enfin on prépare à Paris, dans le laboratoire de MM. Leſguillers, droguiſtes rue des Lombards, un borax purifié qui ne le cede en rien à celui de Hollande, & qui peut-être a même un degré ſupérieur de pureté.

Outre ces quatre eſpeces de borax, un pharmacien de Paris, M. la Pierre, a cru découvrir qu'il s'en forme journellement dans les eaux de ſavon mêlées à celles des cuiſines, qu'un particulier laiſſe ſéjourner dans une eſpece de foſſe ; il en retire au bout d'un certain tems de vrai borax en beaux criſtaux : mais ce fait annoncé il y a plus

de dix ans, n'a point été confirmé depuis.

On n'eſt donc pas encore inſtruit ſur la formation du borax; il paroît ſeulement qu'il s'en produit dans les eaux ſtagnantes qui contiennent des matieres graſſes. Quelques auteurs aſſurent qu'on le fait artificiellement à la Chine, en mêlant dans une foſſe de la graiſſe, de l'argile & du fumier, couches par couches, en arroſant ce mélange avec de l'eau, & en le laiſſant ainſi ſéjourner pendant quelques années. Au bout de ce tems on leſſive ces matieres, on évapore la leſſive, & on obtient le borax brut. D'autres ont cru qu'on le tiroit d'une eau qui ſe filtre à travers des mines de cuivre. M. Baumé dit poſitivement que le premier de ces procédés lui a fort bien réuſſi. (*Chim. expérim. tom. II, page* 132.)

Le borax purifié eſt en priſmes à ſix pans, dont deux ſont plus larges, avec des pyramides trièdres. Il préſente d'ailleurs beaucoup de variétés dans ſa criſtalliſation. Sa ſaveur eſt ſtiptique & urineuſe; il verdit le ſirop de violettes, parce qu'il contient un excès de ſoude; c'eſt pour le diſtinguer de celui qui eſt ſaturé d'acide boracique, ou du vrai *borate de ſoude*, que nous lui laiſſons le nom de borax; nous le nommons auſſi borate surſaturé de ſoude, pour déſigner la nature de ſa combinaiſon.

Lorsqn'on l'expose à l'action du feu, il fond assez vîte à l'aide de l'eau de sa cristallisation ; il perd peu-à-peu cette eau, & acquiert un volume considérable : il est alors sous la forme d'une masse légere, poreuse & très-friable que l'on désigne sous le nom de borax calciné ; le volume considérable, la forme lamelleuse & poreuse que prend le borax dans sa calcination, viennent de ce que l'eau qui se dégage dans l'état de vapeur souleve la portion de la substance saline à demi-desséchée en pellicules légeres, & de ce que les bulles qu'elle forme crevant à la surfarce du sel, ces pellicules se desséchent entierement, & se placent les unes sur les autres, de sorte à laisser des intervalles entr'elles. Le borax calciné n'est nullement altéré dans sa composition ; il n'a perdu que son eau de cristallisation, qui fait à-peu-près six onces par livre. On peut lui rendre sa premiere forme en le dissolvant dans l'eau, & en le faisant cristalliser ; mais lorsqu'on continue de chauffer ce sel calciné, il se fond dès qu'il commence à rougir, & forme un verre très-fusible, transparent, un peu verdâtre, qui se ternit à l'air & qui se dissout dans l'eau. Le borax n'a point changé de nature par cette fusion ; on peut le faire reparoître avec toutes les propriétés qui lui sont particulières, par le moyen de la dissolution & de la cristallisation.

L'air n'altere point ce ſel; il s'effleurit cependant à ſa ſurface en perdant une portion de ſon eau de criſtalliſation. Il paroît même que cette effloreſcence n'eſt pas toujours la même dans les différens boraxs purifiés; celui de la Chine s'effleurit beaucoup moins que celui de Hollande, & celui-ci plus que le borax purifié à Paris; cette légere différence dépend ſans doute des procédés qu'on a ſuivis dans ſa purification, de la maniere dont on le fait criſtalliſer, de la quantité d'eau que ſes criſtaux contiennent ſuivant la rapidité plus ou moins grande avec laquelle ils ſe ſont formés, & peut-être auſſi des différentes proportions d'acide boracique & de ſoude qui entrent dans ſa compoſition.

Le borax eſt très-diſſoluble dans l'eau : il faut douze parties d'eau froide pour diſſoudre une partie de ce ſel ; ſix parties d'eau bouillante en diſſolvent une. On obtient ſes criſtaux par le refroidiſſement de ſa diſſolution; mais les plus beaux & les plus réguliers ſe forment dans une diſſolution qu'on laiſſe s'évaporer très-lentement, & à la température ordinaire de l'atmoſphère.

Le borax ſert de fondant à la terre ſilicée, & il forme avec elle un verre aſſez beau. On l'emploie dans la préparation des pierres précieuſes artificielles, ou des verres durs.

Il vitrifie également l'argile, mais avec beaucoup plus de difficulté & beaucoup moins complétement; telle eſt la raiſon pour laquelle il adhére aux creuſets dans leſquels on le fait fondre.

On ne connoît par bien l'action de la baryte & de la magnéſie pures ſur le borax de ſoude. Bergman place cependant ces deux ſubſtances avant les alcalis dans la première colonne de ſa table des affinités ; ce qui annonce qu'elles ſont ſuſceptibles de décompoſer ce ſel ; mais il dit dans ſa diſſertation que les affinités de la terre peſante & de la magnéſie avec l'acide boracique ne ſont point encore exactement déterminées.

La chaux a réellement plus d'affinité avec cet acide, que n'en a la ſoude. L'eau de chaux précipite la diſſolution de ce ſel ; mais pour en opérer tout-à-fait la décompoſition, il faut faire bouillir de la chaux vive avec le borax de ſoude ; alors le dépôt qui ſe forme eſt un compoſé ſalin peu ſoluble de la chaux avec l'acide boracique, tandis que la ſoude cauſtique reſte en diſſolution dans l'eau.

La potaſſe paroît décompoſer le borax de ſoude, comme elle le fait à l'égard de tous les autres ſels neutres à baſe de ſoude. L'ammoniaque ne l'altère en aucune manière.

Les acides ont une action très marquée ſur ce ſel. Si dans une diſſolution bouillante de borax de ſoude on verſe avec précaution de l'acide ſulfurique concentré, juſqu'à ce qu'il y ait un léger excès d'acide dans la liqueur, on obtient par le refroidiſſement du mélange filtré un précipité très-abondant, & diſpoſé en petites écailles brillantes, c'eſt l'acide boracique ; on le lave avec de l'eau diſtillée, & on le fait ſécher à l'air pour l'avoir bien pur. En évaporant & laiſſant refroidir la diſſolution ainſi préparée, on en obtient à pluſieurs repriſes de l'acide boracique. A la fin on ne retire plus que du ſulfate de ſoude, formé par l'union de l'acide ſulfurique qu'on a employé, avec la baſe alcaline du borax.

L'acide nitrique & l'acide muriatique décompoſent de même le borax de ſoude, parce qu'ils ont comme l'acide ſulfurique plus d'affinité avec la ſoude, que n'en a l'acide boracique. On retire des dernières évaporations de ces mélanges du nitrate ou du muriate de ſoude. La découverte de l'acide boracique paroît être due à Becher, mais on a coutume de l'attribuer à Homberg qui a le premier décrit avec aſſez d'exactitude, dans les Mémoires de l'Académie pour 1702, un procédé pour l'obtenir. Ce chimiſte découvrit ce ſel ſublimé dans la diſtillation

d'un mélange de ſulfate de fer calciné, de borax de ſoude & d'eau. Comme il crut que la première de ces matières contribuoit beaucoup à ſa formation, il l'appela *ſel volatil narcotique de vitriol.* Louis Lemery, fils aîné du fameux Nicolas Lemery, a beaucoup travaillé ſur le borax de ſoude, & a découvert en 1728 qu'on pouvoit obtenir l'acide boracique appelé alors *ſel ſédatif* par l'acide ſulfurique pur, & que les acides nitrique & muriatique en donnoient de même; mais il employoit toujours la ſublimation. C'eſt à Géoffroy le cadet qu'on doit l'analyſe complète du borax de ſoude; il a prouvé en 1732 qu'on obtenoit l'acide boracique par évaporation & par criſtalliſation; & en examinant le réſidu de ces opérations, il a démontré que la ſoude étoit un des principes du borax.

Les travaux de Baron ſur ce ſel, préſentés à l'Académie en 1745 & 1748, ont ajouté à ces découvertes deux faits importans pour la connoiſſance du borax de ſoude. Le premier, c'eſt que les acides végétaux le décompoſent auſſi bien que les acides minéraux; le ſecond, c'eſt qu'on peut refaire du vrai borax en uniſſant l'acide boracique avec la ſoude; ce qui prouve que cet acide eſt tout formé dans ce ſel, & que les acides que l'on emploie pour le précipiter ne contribuent en rien à ſa formation.

L'acide fluorique & l'acide carbonique même, quoiqu'un des plus foibles, paroiſſent être ſuſceptibles de décompoſer le borax de ſoude & d'en ſéparer l'acide boracique. Ce dernier s'unit facilement au borax du commerce dont la baſe alcaline demande, pour être entièrement ſaturée d'acide boracique, un peu plus de cet acide que le poids total du borax. Bergman penſe même que ce ſel n'eſt bien neutre & bien ſaturé, & que les propriétés alcalines qui y dominent ordinairement ne peuvent être maſquées que par cette addition d'acide boracique. On n'a point encore examiné en détail les propriétés de ce ſel neutre ou vrai borate de ſoude.

Les ſels neutres alcalins ſulfuriques, nitriques & muriatiques, n'ont aucune action ſur le borax de ſoude.

Ce ſel, fondu avec des matières combuſtibles, comme le charbon, acquiert une couleur rougeâtre : mais on ne connoît pas l'altération qu'il éprouve de la part de ces matières.

Le borax du commerce eſt d'une très-grande utilité dans pluſieurs arts. On l'emploie dans la verrerie, comme un excellent fondant, ainſi que dans la docimaſie. On s'en ſert avec grand avantage dans les ſoudures, parce qu'il fait couler l'alliage deſtiné à ſouder ; de plus, il entretient les

ſurfaces des métaux que l'on veut réunir, dans un ramoliſſement très-propre à cette opération ; & en les recouvrant, il empêche que le contact de l'air ne les altère. On en faiſoit autrefois un uſage aſſez étendu en médecine, mais il eſt entièrement abandonné aujourd'hui.

Sorte VIII. BORATE DE POTASSE.

Nous donnons le nom de borate de potaſſe à la combinaiſon de l'acide boracique avec la potaſſe. On ſait que ces deux ſubſtances ſalines ſont très-ſuſceptibles de s'unir, & qu'il réſulte de cette union un ſel neutre analogue au borate de ſoude. Tel eſt le réſidu du nitre de potaſſe décompoſé par l'acide boracique. M. Baumé dit que ce réſidu eſt en maſſe blanche, demi-fondue, & que diſſous dans l'eau, il lui a fourni un ſel en petits criſtaux. Le borate de potaſſe eſt donc fuſible, diſſoluble & criſtalliſable ; les acides purs le décompoſent ainſi que le borax de ſoude. On ne connoît rien de plus ſur ce ſel qu'il ſeroit néceſſaire d'examiner comme on a fait le borate de ſoude. Baron a connu la poſſibilité de faire ce ſel en combinant directement de l'acide boracique avec la potaſſe, il l'a même bien diſtingué du borax ordinaire ou à baſe de ſoude, mais il n'a rien dit ſur les propriétés particulières de ce borate.

Sorte IX. FLUATE DE POTASSE.

On doit désigner par ce nom, suivant les règles de nomenclature adoptées jusqu'ici, la combinaison de l'acide fluorique avec la potasse. Cette espèce de sel neutre n'a encore été que très-légèrement examinée par MM. Schéele & Boullanger. Il est toujours sous forme gélatineuse, & ne cristallise jamais, d'après ces deux chimistes. Desséché & fondu, il est âcre, caustique & déliquescent, suivant Schéele. Ce chimiste le compare alors à la liqueur des cailloux. Il paroît que le feu en dégage l'acide fluorique, & que la terre silicée dont se charge toujours ce dernier pendant sa préparation se fond en un verre soluble, à l'aide de la potasse.

Le fluate de potasse est très-soluble dans l'eau; il retient toujours une si grande quantité de ce fluide, qu'on ne peut lui faire prendre une forme cristalline. Lorsqu'il est bien saturé, sa dissolution n'altère point le sirop de violettes.

On ne connoît pas bien l'action des terres silicée, argileuse & barytique sur ce sel, non plus que celle de la magnésie.

Suivant Schéele & Bergman, la chaux a plus d'affinité avec l'acide fluorique, que n'en a la potasse. Le fluate de potasse, mis dans l'eau de

chaux, y eſt ſur-le-champ décompoſé ; la chaux s'unit avec l'acide fluorique, & forme un ſel inſoluble qui trouble la liqueur, & qui eſt du fluate de chaux. On connoîtra des ſels neutres formés par l'acide carbonique, & les alcalis fixes, qui ſont également décompoſés par la chaux. On a vu le borax de ſoude être précipité par l'eau de chaux; l'acide fluorique n'eſt donc pas le ſeul acide qui ait plus d'affinité avec cette ſubſtance ſalino-terreuſe, que n'en ont les alcalis fixes.

L'acide ſulfurique concentré décompoſe le fluate de potaſſe, & en dégage l'acide, qui, ſuivant M. Boullanger, ſe préſente avec l'odeur & les vapeurs blanches propres à l'acide muriatique. En faiſant cette expérience dans un appareil diſtillatoire, on recueilleroit l'acide fluorique, comme on le fait à l'égard du nitrate de potaſſe & du muriate de ſoude décompoſés par l'acide ſulfurique.

On n'a point examiné l'action des acides nitrique & muriatique, ainſi que celle des ſels neutres que nous connoiſſons ſur le fluate de potaſſe.

Ce ſel, d'ailleurs très-peu connu, n'eſt encore d'aucun uſage.

Sorte X. FLUATE DE SOUDE.

Ce nom déſigne aſſez le ſel neutre formé par la combinaiſon ſaturée de l'acide fluorique avec la

ſoude. Ce ſel eſt dans le même cas que le précédent; il a été fort peu examiné. Il n'y a que MM. Schéele & Boullanger qui en aient dit quelque choſe ; encore ne ſont-ils point d'accord entr'eux, comme on va le voir.

Schéele aſſure que la ſoude unie à l'acide fluorique forme une gelée comme le ſel précédent, M. Boullanger avance, au contraire, que cette combinaiſon donne de très-petits criſtaux durs, caſſans, figurés en quarrés oblongs, d'une ſaveur amère & un peu ſtiptique. Ce ſel mis ſur les charbons ardens décrépite comme le muriate de ſoude : il ne ſe diſſout qu'avec peine dans l'eau.

L'eau de chaux le décompoſe comme le fluate de potaſſe.

L'acide ſulfurique en dégage l'acide avec efferveſcence, vapeur blanche & odeur piquante ; analogues à celles de l'acide muriatique.

On voit, d'après ce court expoſé, que ce ſel n'eſt pas plus connu que le précédent.

Sorte XI. Carbonate de potasse.

Les deux derniers ſels neutres parfaits qui nous reſtent à examiner ſont les combinaiſons de l'acide carbonique avec les alcalis fixes.

Ces ſubſtances n'ont jamais été rangées parmi les ſels neutres ; cependant ils en ſont de véritables, comme nous l'allons voir.

Nous donnons le nom de carbonate de potaſſe au ſel neutre qui réſulte de la combinaiſon ſaturée de l'acide carbonique avec la potaſſe. Quelques chimiſtes modernes l'appellent *tartre méphitique*, *alcali végétal aéré*, &c. Cette ſubſtance ſaline, qu'on avoit toujours priſe pour de l'alcali pur, n'eſt connue comme un ſel neutre que depuis les travaux de M. Black. On lui donnoit autrefois le nom de *ſel fixe de tartre*, parce qu'on le retire de l'incinération du tartre du vin. On le regardoit comme un alcali, parce qu'il a quelques-unes des propriétés de ces ſels. En effet, il verdit le ſirop de violettes; mais le borax & pluſieurs autres ſels ont la même propriété; d'ailleurs il ne détruit pas ou n'affoiblit pas la couleur des violettes comme la potaſſe. Il a une ſaveur alcaline qu'on retrouve auſſi dans le borax. On le diſtinguoit ſeulement de l'alcali de la ſoude, par la propriété qu'on lui attribuoit d'attirer très-promptement l'humidité de l'air, & de ne pas pouvoir ſe criſtalliſer; ainſi humecté par l'air, on l'appeloit *huile de tartre par défaillance*(1). Mais ces deux pro-

(1) Bohnius rapporte qu'ayant évaporé lentement & à une douce chaleur, de *l'huile de tartre*, il a obtenu, ſous une pellicule ſaline, de beaux criſteaux, qui ſe ſont conſervés plus de ſix ans ſans altération, quoiqu'expoſés à

priétés ne dépendent que de ce que le sel fixe de tartre n'est pas un sel neutre parfait. Comme il contient encore une certaine quantité de potasse non saturée d'acide carbonique, c'est en raison de cet excès d'alcali qu'il est déliquescent. Aujourd'hui on est parvenu à avoir ce sel très-cristallisable, qui n'attire point du tout l'humidité de l'air, & qui s'effleurit plutôt. M. de Chaulnes, qui s'est beaucoup occupé de cet objet, prépare ce sel en exposant une dissolution de potasse caustique, ou chargée de peu d'acide carbonique, dans un lieu rempli de cet acide gazeux, comme dans le haut d'une cuve de bierre en fermentation. L'alcali s'empare de tout l'acide carbonique qu'il peut absorber, & il cristallise très-régulièrement. Ses cristaux sont des prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides à quatre faces très-courtes.

La saveur du carbonate de potasse est urineuse, mais beaucoup moins forte que celle de l'alcali végétal caustique, puisqu'on l'emploie en médecine à la dose de quelques grains comme fondant.

---

différentes températures. (*Differt. Physico-Chim.* 1666.). M. Montet, célèbre chimiste de Montpellier, qui sans doute n'avoit pas connoissance de la découverte de Bohnius, a trouvé de son côté un procédé pour faire cristalliser le sel fixe de tartre. *Acad. des Sc. an* 1764, *page* 576.

fondant. Ce ſel neutre eſt très-altérable au feu ; il ſe fond aiſément, & il s'alcaliſe aſſez vîte. Si on le diſtille dans une cornue en adaptant à ce vaiſſeau un récipient & un appareil pneumato-chimique au mercure, on en retire l'eau de criſtalliſation, & ſon acide dans l'état aériforme ; la potaſſe eſt en maſſe irrégulière après cette opération, & elle retient toujours une petite portion de ſon acide que le feu ne peut lui enlever qu'avec la plus grande difficulté. D'après l'analyſe de Bergman, le carbonate de potaſſe ſaturé d'acide & bien criſtalliſé, qu'il nomme *alcali végétal aéré*, contient par quintal vingt parties d'acide, quarante-huit d'alcali pur, & trente-deux d'eau. Mais il faut obſerver que les carbonates paroiſſent être en général plus ſuſceptibles que les autres de contenir des doſes très-différentes & très-variées de leur acide. Malgré cette propriété, ce ſel ne fourniſſant jamais de criſtaux réguliers que lorſqu'il eſt parfaitement ſaturé, on peut regarder comme exact & aſſez conſtant le calcul donné par Bergman.

Le carbonate de potaſſe, lorſqu'il eſt bien criſtalliſé, n'éprouve aucune altération de la part de l'air ; ſes criſtaux reſtent tranſparens, ſans ſe fondre ni s'effleurir. Comme il eſt très-important & très-néceſſaire pour beaucoup d'experien-

ces, d'avoir ce sel assez pur pour jouir de cette propriété, & pour résister ainsi à l'épreuve de l'air humide ou sec, on en préparera facilement en exposant une lessive de potasse ordinaire bien pure, bien blanche & bien séparée du sulfate de potasse que ce sel contient ordinairement, au-dessus d'une cuve à bierre dans un vaisseau plat, & mieux encore en l'agitant avec des moussoirs, ou en la versant continuellement d'un vase dans un autre; on la laissera ainsi en contact avec l'acide carbonique, produit en grand pendant la fermentation, jusqu'à ce que la lessive ait déposé de beaux cristaux de carbonate de potasse.

Ce sel se dissout très-bien dans quatre parties d'eau froide, & il exige un peu moins d'eau chaude pour être tenu en dissolution; il produit du froid en s'unissant à ce fluide. Cette propriété qui distingue les sels neutres des sels simples, caractérise assez la différence du carbonate de potasse d'avec la potasse pure ou caustique. Il cristallise par l'évaporation jointe au refroidissement; si sa dissolution est trop rapprochée, il se prend en masse irrégulière, ce qui arrive très-souvent dans les laboratoires.

Il peut servir de fondant aux terres vitrifiables, comme la potasse, parce qu'il s'alcalise par l'action du feu, en perdant l'acide carbonique; d'ail-

leurs lorſqu'on chauffe fortement ce ſel mêlé avec du ſable dans des creuſets, on obſerve que dans le moment de la vitrification il ſe produit une vive efferveſcence occaſionnée par le dégagement de l'acide aériforme. Ce phénomène prouve que la terre ſilicée ne peut point ſe combiner avec l'alcali ſaturé de cet acide, & que celui-ci s'en dégage dans l'inſtant de la combinaiſon vitreuſe. Ce caractère d'efferveſcence eſt ſi conſtant qu'il a été propoſé par Bergman, pour reconnoître en petit & par l'action du chalumeau, une terre ſilicée, qui ſe fond avec le carbonate de potaſſe, en produiſant un bouillonnement ou une efferveſcence très-remarquable, tandis que les autres terres ne préſentent point le même phénomène.

L'alumine n'a point d'action ſur le carbonate de potaſſe qui réduit cette terre par la fuſion en une fritte vitreuſe, un peu moins facilement à la vérité que la potaſſe cauſtique; la baryte enlève l'acide carbonique à ce ſel.

La chaux le décompoſe auſſi, parce qu'elle a plus d'affinité avec cet acide, que n'en a la potaſſe. Si l'on verſe de l'eau de chaux dans une diſſolution de carbonate de potaſſe, il ſe précipite un ſel preſque inſoluble, formé par l'union de la chaux à l'acide carbonique, & l'alcali pur ou cauſtique reſte en diſſolution dans l'eau. On em-

ploie en pharmacie cette décompoſition pour préparer la *pierre à cautère*, qui n'eſt que l'alcali fixe végétal rendu cauſtique par la chaux. Les connoiſſances modernes ont appris que le procédé de Lemery, ſuivi par pluſieurs pharmacopées, eſt très-défectueux. Il conſiſtoit à mêler deux livres de cendres gravelées (1) avec une livre de chaux vive, à arroſer ce mélange avec ſeize livres d'eau, à le filtrer, à évaporer la leſſive dans un vaiſſeau de cuivre, & à fondre dans un creuſet & couler ſur une plaque le réſidu de cette évaporation. Dans cette opération on n'obtient qu'un alcali ſale, peu cauſtique, chargé de cuivre.

Bucquet qui a ſenti tous ces inconvéniens, a donné un procédé plus long & plus diſpendieux à la vérité, mais beaucoup plus ſûr & plus utile, ſur-tout pour préparer de la potaſſe bien pure, ſi néceſſaire dans les expériences de chimie. On prend deux livres de chaux bien vive, on l'arroſe d'un peu d'eau pour la faire briſer, on ajoute une livre de ſel fixe de tartre, & on verſe aſſez d'eau pour former une pâte; lorſque le mélange

(1) Les cendres gravelées ſont celles que fournit la combuſtion du marc & de la lie de vin. Ces cendres contiennent beaucoup d'alcali végetal ou de carbonate de potaſſe & du ſulfate de potaſſe.

eſt refroidi, on ajoute de l'eau juſqu'à la quantité de ſeize pintes, on jette le tout ſur un papier ſoutenu par un linge; il paſſe douze livres environ d'une liqueur claire; on lave encore le réſidu avec quatre pintes d'eau bouillante pour emporter tout l'alcali. Cette liqueur ne fait aucune effervescence avec les acides; mais la meilleure pierre de touche de ſa parfaite cauſticité, c'eſt quand elle ne trouble point l'eau de chaux, parce que la petite quantité d'acide carbonique qu'elle contient ſuffit pour y occaſionner des nuages ſenſibles. Or comme après cette première opération elle précipite encore un peu cette liqueur, ſi l'on deſire avoir un alcali très-pur pour des expériences délicates, il faut traiter cette leſſive avec deux nouvelles livres de chaux vive; alors elle paſſe très-claire & ſi cauſtique qu'elle n'altère pas la tranſparence de l'eau de chaux. Lorſqu'on évapore l'alcali à feu ouvert, ce ſel ſe charge de l'acide carbonique contenu dans l'atmoſphère. On doit donc pour l'obtenir bien cauſtique & ſous forme sèche, évaporer la liqueur dans une cornue juſqu'à ſiccité. Cette opération très-longue n'eſt pas néceſſaire pour la pierre à cautère, puiſqu'il ſuffit pour ce médicament qu'il y ait une portion d'alcali cauſtique qui puiſſe ronger le tiſſu de la peau; mais comme il

eſt très-néceſſaire pour les expériences exactes d'avoir de la potaſſe sèche & ſolide dans le plus grand état de pureté, je dois faire obſerver que l'évaporation de la leſſive alcaline cauſtique doit être faite dans des vaiſſeaux fermés, & que comme cette évaporation préſente de grandes difficultés relativement à la denſité que prend sur la fin la liqueur, il faut conduire le feu avec beaucoup de précaution. L'alcali fixe que l'on obtient par ce procédé doit être très-blanc, ne faire nulle efferveſcence avec les acides & ne point troubler du tout l'eau de chaux.

La magnéſie n'agit point ſur le carbonate de potaſſe, parce que l'alcali fixe végétal a plus d'affinité avec l'acide carbonique que n'en a cette ſubſtance ſalino-terreuſe.

Les acides ſulfurique, nitrique, muriatique & fluorique décompoſent le carbonate de potaſſe, en s'uniſſant a l'alcali fixe, & en ſéparant l'acide carbonique qui ſe dégage avec efferveſcence. On peut recueillir cet acide au-deſſus de l'eau ou du mercure; on le reconnoît aux quatre caractères ſuivants; il eſt plus peſant que l'air atmoſphérique, il éteint les bougies, il rougit la teinture de tourneſol, & il précipite l'eau de chaux.

L'acide boracique paroît ne point ſéparer à froid l'acide du carbonate de potaſſe; mais il l'en dégage très-facilement à chaud.

Les ſels neutres que nous avons examinés juſqu'à préſent ne ſont point altérés par le carbonate de potaſſe, & ne l'altèrent point lui-même.

Ce ſel eſt très-abondant dans la nature. Il ſe trouve tout formé dans les végétaux, & on le retire par l'incinération de ces corps organiques, comme nous le dirons dans le règne végétal; c'eſt ſur-tout du tartre brûlé qu'on l'obtient. On le prépare encore par la détonation du nitrate de potaſſe.

Les uſages du carbonate de potaſſe ſont aſſez étendus dans les arts. On l'emploie en médecine, comme un fondant très-actif, dans les embarras du méſentère & des voies urinaires. On ne l'adminiſtre qu'à une très-petite doſe, & on a ſoin de le donner avec quelque ſubſtance qui en modére l'action.

Sorte XII. CARBONATE DE SOUDE.

Il en eſt de ce ſel neutre comme du précédent. On le regardoit autrefois comme un alcali; c'eſt cependant une combinaiſon de l'acide carbonique avec l'alcali minéral: il paroît que c'eſt ce ſel que les anciens avoient appelé *natrum*. On le nomme communément *ſel de ſoude*, parce qu'on le retire aſſez pur & aſſez bien criſtalliſé, en évaporant une

leſſive de ſoude du commerce. Auſſi diſtinguoit-on l'alcali marin de l'alcali fixe végétal par la propriété de criſtalliſer & de s'effleurir, ce qui dépend de ce qu'il eſt tout-à-fait ſaturé d'acide carbonique dans la ſoude ordinaire.

Le carbonate de ſoude a une ſaveur alcaline ; il verdit le ſirop de violettes, mais ſans en altérer la couleur comme le fait la ſoude cauſtique. Sa ſaveur eſt urineuſe, mais non brûlante & beaucoup moins forte que celle de l'alcali marin pur.

Ce ſel eſt naturellement plus neutre que le carbonate de potaſſe, puiſqu'il y a long-tems qu'on lui connoît la propriété de criſtalliſer ; propriété qui, priſe en général, diſtingue les ſels neutres d'avec les ſels ſimples. Il la doit à ce qu'il contient preſque toujours la quantité d'acide carbonique néceſſaire à ſa ſaturation & à ſa criſtalliſation.

Ce ſel neutre, criſtalliſé rapidement, préſente des lames rhomboïdales appliquées obliquement les unes ſur les autres, de ſorte qu'elles paroiſſent ſe recouvrir à la manière des tuiles. Si on le fait criſtalliſer lentement, il prend la forme d'octaèdres rhomboïdaux dont les pyramides ſont tronquées très-près de leur baſe, ou de ſolides décaèdres qui ont deux angles aigus & deux obtus.

Ce ſel fond en général plus facilement que le carbonate de potaſſe; c'eſt pour cela qu'on l'emploie dans les verreries préférablement à ce dernier. Il perd la plus grande partie de ſon acide par l'action de la chaleur, mais il en retient toujours un peu. Bergman a trouvé par une analyſe exacte, que cent parties de carbonate de ſoude, qu'il nomme *alcali minéral aéré*, contiennent ſeize parties d'acide, vingt parties d'alcali pur & ſoixante-quatre parties d'eau, de ſorte que la ſoude demande plus d'acide carbonique pour être ſaturée que la potaſſe, & qu'elle retient dans ſes criſtaux une fois plus d'eau que celle-ci. C'eſt à cette grande quantité d'eau que le carbonate de ſoude doit ſa criſtalliſation plus facile, plus régulière, & ſon efflorefcence.

Le carbonate de ſoude eſt plus diſſoluble que celui de potaſſe. Il ſe diſſout dans deux parties d'eau froide, & dans une quantité d'eau bouillante égale à la ſienne. Il criſtalliſe par le refroidiſſement, mais l'évaporation lente fournit des criſtaux beaucoup plus réguliers.

Ce ſel expoſé à l'air tombe très-facilement en pouſſière, en perdant ſon eau de criſtalliſation que l'air lui enlève; mais il n'eſt point altéré par cette efflorefcence; on peut lui rendre ſa première forme en le diſſolvant dans l'eau & en le faiſant criſtalliſer.

Il facilite beaucoup la fusion des terres vitrifiables, & fait un verre moins altérable que celui dans lequel entre le carbonate de potasse ; aussi le préfère-t-on dans les verreries. On a observé que le sable, en s'unissant à ce sel, en dégage l'acide carbonique qui s'échappe avec une effervescence bien marquée, comme nous l'avons vu pour le carbonate de potasse. Il n'a pas plus d'action sur l'argile que ce dernier sel.

La baryte, ainsi que la chaux & sa dissolution, décomposent le carbonate de soude, comme elles font celui de potasse, & elles en dégagent l'alcali minéral pur & caustique. Quand on verse une dissolution de ce sel dans l'eau de chaux, il y produit un précipité, ce qui n'a point lieu avec la soude caustique. Si l'on veut obtenir ce dernier sel dans cet état pour des expériences délicates de chimie, il faut avoit recours au procédé que nons avons décrit pour la préparation de la pierre à cautère, que l'on fait ordinairement avec la potasse.

Le carbonate de soude est décomposé comme celui de potasse, par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, &c. On peut en obtenir l'acide carbonique en le recevant sous une cloche pleine d'eau ou de mercure.

Ce sel existe tout formé à la surface de la terre,

en Egypte, &c. On le retrouve encore dans les cendres des plantes marines ; mais il n'est pas saturé de tout l'acide auquel il doit être uni. Pour le rendre plus parfaitement neutre, on peut le combiner directement avec l'acide de la craie, soit en l'agitant dans une cuve en fermentation, soit en recevant dans sa dissolution de l'acide carbonique dégagé de la craie par l'acide sulfurique. On le fait encore en impregnant les parois d'un vase de dissolution de soude, & en versant dans ce vase de l'acide carbonique; on le couvre d'une vessie mouillée, & au bout de quelques heures la combinaison est faite, la vessie est enfoncée à cause du vide qui s'est formé dans le vaisseau, & le sel neutre est déposé en cristaux réguliers sur les parois.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse ; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verrerie, de savon, &c. &c. Il est donc très-nécessaire d'en augmenter la quantité, & de chercher à le retirer en grand du muriate de soude. Nous avons vu que la *litharge*, proposée par quelques chimistes pour produire cet effet, ne décompose pas bien ce sel; que Schéele a découvert une décomposition plus manifeste dans le muriate de soude par la chaux

vive & le fer, au moyen du contact de l'atmosphère & de l'acide carbonique qui y est mêlé. On voit qu'une proportion de cet acide, plus grande que celle qui existe communément dans l'air, doit favoriser cette décomposition, en agissant par son attraction sur la soude.

CHAPITRE VI.

Genre II. *Sels neutres imparfaits, a base d'ammoniaque, ou sels ammoniacaux.*

Les sels ammoniacaux sont formés par la combinaison d'un acide avec l'*alcali volatil* ou l'ammoniaque; leur saveur est en général urineuse, ils sont tous plus ou moins volatils & plus décomposables que les sels neutres parfaits. Nous en connoissons six sortes; le sulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, le muriate ammoniacal ou *sel ammoniac* proprement dit, le borate ammonical, le fluate ammoniacal & le carbonate ammoniacal.

Sorte I. Sulfate ammoniacal.

Le sulfate ammoniacal, appelé d'abord *sel ammoniacal vitriolique*, ou *vitriol ammoniacal*, est le résultat de la combinaison saturée de

l'acide sulfurique & de l'ammoniaque. On l'a nommé *sel ammoniacal secret de Glauber*, parce que c'est ce chimiste qui l'a découvert.

Lorsqu'il est bien pur, il se présente sous la forme d'aiguilles qui, examinées avec soin, sont des prismes comprimés à six pans, dont deux sont très-larges, terminés par des pyramides à six faces plus ou moins irrégulières; presque toujours cette forme offre des variétés qui s'éloignent de celle que nous venons de décrire. Quelquefois ce sel paroît être en prismes quadrangulaires; j'en ai souvent obtenu en plaques quarrées & très-minces. Ce qui paroît dépendre, comme dans toute cristallisation, de la manière dont les molécules cristallines se déposent plus ou moins regulièrement les unes à côté des autres, ou de la loi de leur décroissement.

La saveur de ce sel est amère & urineuse; il est assez leger & très-friable.

Comme il contient beaucoup d'eau dans sa cristallisation, il se liquéfie d'abord à un feu même assez léger; mais peu-à-peu il se dessèche à mesure que son eau de cristallisation se dissipe. Dans cet état il commence par rougir & se fond bientôt sans se volatiliser suivant Bucquet; cependant M. Baumé annonce qu'il est demi-volatil. En répétant cette expérience, j'ai observé qu'en effet une partie de ce sel se

ſublime, mais qu'il en reſte une portion fixe dans le vaiſſeau; c'eſt ſans doute cette dernière dont a voulu parler Bucquet.

Le ſulfate ammoniacal n'éprouve preſque aucune altération de la part de l'air; il ne tombe point en efflore ſcence comme le ſulfate de ſoude, mais au contraire il en attire légèrement l'humidité.

Il eſt très-diſſoluble dans l'eau; deux parties d'eau froide en diſſolvent une de ce ſel, & l'eau bouillante en diſſout ſon poids. Il criſtalliſe par le refroidiſſement, mais les plus beaux criſtaux ne s'obtiennent que par l'évaporation inſenſible & ſpontanée de ſa diſſolution. Il s'unit auſſi à la glace qu'il fait fondre en produiſant beaucoup de froid. Il n'a point d'action ſur les terres ſilicée & alumineuſe: la magnéſie en décompoſe une partie & ſurtout à l'aide du tems, ſuivant l'obſervation de Bergman.

La chaux, la baryte & les alcalis fixes purs en dégagent l'ammoniaque, comme nous le verrons à l'égard du muriate ammoniacal. Si l'on diſtille du carbonate de potaſſe ou de ſoude avec le ſulfate ammoniacal, il ſe fait une double décompoſition & une double combinaiſon; l'acide ſulfurique ſe porte ſur l'alcali fixe pour former du ſulfate de potaſſe ou de ſoude, ſuivant la nature de l'alcali;

l'acide carbonique dégagé se volatilisant en même-tems que le gaz alcalin ou ammoniac, ces deux corps s'unissent, & il en résulte un sel ammoniacal particulier qui se cristallise dans le récipient. Nous reviendrons plus en détail sur cet objet dans l'histoire du muriate ammoniacal.

L'acide nitrique & l'acide muriatique séparent une partie de l'acide sulfurique du sulfate ammoniacal, comme ils le font pour les sulfates de potasse & de soude.

On ne l'a point trouvé jusqu'ici dans les produits de la nature. Cependant on lit dans l'essai de cristallographie de M. Romé de Lisle, 1772, page 57, que suivant M. Sage le sel ammoniac natif des volcans est de cette espèce. L'art le produit en combinant directement l'acide sulfurique & l'ammoniaque, en décomposant des sels terreux ou des sels métalliques par l'alcali volatil, ou enfin en décomposant les sels ammoniacaux nitrique, muriatique & carbonique par l'acide sulfurique.

Le sulfate ammoniacal n'est d'aucun usage; quoique Glauber l'ait fort recommandé dans les opérations de la métallurgie.

Sorte II. Nitrate ammoniacal.

Le nitrate ammoniacal, ou *sel ammoniacal nitreux*, est comme le précédent un produit de

l'art. On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Ses cristaux sont des prismes dont le nombre & la disposition des pans n'ont pas été bien examinés. M. Romé de Lisle dit qu'il est susceptible de cristalliser en belles aiguilles assez semblables à celles du sulfate de potasse; mais ses aiguilles sont tres-allongées, striées & beaucoup plus semblables à celles du nitre ordinaire qu'au sulfate de potasse.

Sa saveur est amère, piquante, un peu fraîche & urineuse. Sa friabilité est la même que celle du sulfate ammoniacal. Lorsqu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie, exhale des vapeurs aqueuses, se desséche, & long-tems avant de rougir, il détonne seul sans le contact d'aucune matière combustible & même dans les vaisseaux fermés. Nous avions fait observer dans notre première édition que cette propriété singulière paroissoit dépendre de l'ammoniaque; puisque le gaz alcalin semble avoir quelque chose de combustible, & puisqu'il augmente la flamme des bougies avant de l'éteindre. M. Bertholet ayant exposé du nitrate ammoniacal à l'action du feu dans un appareil distillatoire & pneumato-chimique, & ayant observé avec plus de soin qu'on ne l'avoit fait avant lui les phénomènes de cette opération, a remarqué que ce n'est

n'eſt point une véritable détonation qui a lieu dans ce cas ; mais une décompoſition bruſqne & rapide, dans laquelle une partie de l'alcali volatil ou ammoniaque eſt entièrement détruite ; l'eau que l'on obtient dans le récipient contient un peu d'acide nitrique à nud en proportion de l'ammoniaque décompoſée, & celui-ci donne du gaz azot ou de la *moſette* atmoſphérique. En peſant le produit liquide de cette opération, on trouve plus d'eau qu'il n'y en avoit dans le nitrate ammonical, & M. Bertholet penſe que cette eau ſurabondante eſt formée par l'union de l'hydrogène appartenant à l'ammoniaque, avec l'oxigène de l'acide nitrique. L'azote, autre principe de l'ammoniaque ſix fois plus abondant dans ce ſel que l'hydrogène, ſe dégage & ſe raſſemble dans les cloches de l'appareil pneumatique, ſous la forme de gaz azote.

On ne ſait ſi ce ſel eſt fuſible ; car la première liquéfaction n'eſt due qu'à l'eau de ſa criſtalliſation, & il ſe diſſipe avant de paſſer à la ſeconde.

Il en eſt de même de ſa volatilité ; on ne peut en juger, puiſqu'avant de ſe ſublimer il ſe décompoſe avec bourſoufflement.

Il attire un peu l'humidité de l'air, ſes criſtaux s'agglutinent & forment des eſpèces de pelotons.

Il eſt très-diſſoluble dans l'eau; il s'unit à la glace qu'il fait fondre, & il produit alors un froid conſidérable. Il eſt plus diſſoluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide; il n'exige qu'une demi-partie de la première pour être tenu en diſſolution, & il criſtalliſe par refroidiſſement; mais cette criſtalliſation eſt irrégulière; & pour obtenir des criſtaux bien formés de ce ſel, il faut avoir recours à l'évaporation ſpontanée ou inſenſible.

Le nitrate ammoniacal eſt décompoſé par la baryte, la chaux & les alcalis fixes comme le ſulfate ammoniacal. Le gaz alcalin ſéparé par ces ſubſtances cauſtiques étant très-volatil & très-expanſible, la décompoſition du nitrate ammoniacal, comme celle des autres ſels de ce genre, eſt ſenſible à froid, & elle s'opère en triturant ce ſel avec la chaux; mais l'orſqu'on veut procéder à cette décompoſition par le feu dans des vaiſſeaux fermés, il faut donner un degré de chaleur très-ménagé pour éviter ſa combuſtion ſpontanée.

L'acide ſulfurique dégage l'acide nitrique de ce ſel avec effervescence, & il forme avec ſa baſe du ſulfate ammoniacal.

Les carbonates de potaſſe & de ſoude le décompoſent & ſont mutuellement décompoſés; il ſe ſublime dans ces opérations de l'ammo-

niaque ſous forme concrète, que nous examinerons plus bas ſous le nom de *carbonate ammoniacal.*

Le nitrate ammoniacal n'eſt d'aucun uſage.

Sorte III. MURIATE AMMONIACAL OU SEL AMMONIAC.

Le muriate ammoniacal ou la combinaiſon ſaturée de l'acide muriatique avec l'ammoniaque, a été appellé, par les anciens, *ſel ammoniac*, parce qu'ils le tiroient de l'Ammonie, contrée de la Libye où étoit ſitué le temple de Jupiter Ammon.

Ce ſel ſe rencontre aux environs des volcans; on l'y trouve ſous la forme d'efflorescence & de grouppes aiguillés ou compactes ordinairement colorés en jaune ou en rouge, & mêlés d'arſenic & d'orpiment; on ne ſe ſert point de celui-ci, & l'on n'emploie dans les arts que celui que l'on prépare en grand, comme nous allons l'expoſer.

La véritable origine de ce ſel factice n'a été connue qu'au commencement de ce ſiècle, quoiqu'on s'en ſervît dans un grand nombre d'arts depuis un temps preſque immémorial. C'eſt par une lettre de Lemere, conſul au Caire, écrite à l'académie le 24 Juin 1719, qu'on a appris l'art de retirer le ſel ammoniac des ſuies de fiente de chameau, que l'on brûle au Caire au lieu de bois.

On met cette ſuie dans de grandes bouteilles rondes, d'un pied & demi de diamètre, terminées par un col de deux doigts de haut, & on les remplit de cette matière juſqu'à quatre doigts près de leur col. Chaque ballon contient environ quarante livres de cette ſuie & fournit à peu-près ſix livres de ſel. On place ces vaiſſeaux ſur un fourneau en forme de four, de ſorte qu'il n'y ait que leur col qui déborde. On allume le feu avec la fiente de chameau, & on le continue pendant trois jours & trois nuits. Ce n'eſt que le deuxieme & le troiſième jour que le ſel ſe ſublime. On caſſe enſuite les ballons & on en retire les pains de ſel ſublimé. Ces pains, qui nous ſont envoyés tels qu'ils ont été retirés des ballons en Egypte, ſont convexes & inégaux d'un côté, & offrent dans le milieu de cette face un tubercule qui déſigne le col du vaiſſeau où ils ont été ſublimés. La face inférieure eſt concave & ſalie, ainſi que la ſupérieure, par une eſpèce de ſuie.

Pomet a indiqué un *ſel ammoniac* venant par la voie de la Hollande, & qui étoit en pains tronqués ſemblables aux pains de ſucre. Geoffroy qui le premier a découvert en France les matériaux de ce ſel, & qui a deviné le procédé employé au Caire pour le préparer, a découvert que cette ſeconde eſpèce de ſel ammo-

niac se fait aux Indes ; qu'il se prépare en beaucoup plus grande quantité qu'en Egypte, & qu'il ne differe de ce dernier que par la forme, puisqu'il est également sublimé. En effet, ces pains de quatorze à quinze livres sont creux à leur base & formés de différentes couches. Le cône est tronqué, parce qu'on enlève la pointe qui n'est qu'une matière impure.

M. Baumé a établi aux environs de Paris une manufacture de muriate ammoniacal, où l'on fabrique entièrement ce sel, en quoi il differe de la préparation des Egyptiens, qui ne font que l'extraire. Le sel de M. Baumé a encore sur celui d'Egypte l'avantage d'être beaucoup plus pur.

La saveur du muriate ammoniacal est piquante, âcre & urineuse. La forme de ses cristaux est une pyramide hexaèdre tres-alongée ; celle en barbe de plume n'est que la réunion de toutes ces pyramides, qui se sont rapprochées sous des angles plus ou moins aigus. M. Romé de Lisle pense que les cristaux du muriate ammoniacal sont des octaèdres réunis. On trouve, quoique rarement, des cristaux cubiques de ce sel, au milieu de la partie concave & creuse de leurs pains sublimés.

Ce sel a une propriété physique assez singulière ; c'est une sorte de ductilité, ou d'élasticité,

qui fait qu'il ſaute ſous le marteau, & qu'il ſe laiſſe plier ſous les doigts, ce qui le rend difficile à réduire en poudre.

Le muriate ammoniacal eſt entièrement volatil, mais il demande un coup de feu aſſez fort pour ſe ſublimer. On emploie ce moyen pour l'obtenir très-pur, & privé d'eau autant qu'il eſt poſſible. On le met en poudre dans des matras, qu'on plonge dans un bain de ſable juſqu'au milieu de leur capacité; on les chauffe par degrés pendant plusieurs heures. Par ce procédé on obtient une maſſe compoſée d'aiguilles cannelées & appliquées ſuivant leur longueur. Lorſque l'opération a été conduite avec ménagement, on trouve ſouvent dans le milieu de ces pains des criſtaux cubiques très-réguliers; mais ſi on a chauffé trop fortement, on n'a qu'une maſſe informe très-denſe à demi-tranſparente & comme fondue.

M. Baumé a obſervé qu'en ſublimant pluſieurs fois ce ſel, il s'en dégage à chaque fois un peu d'ammoniaque & d'acide muriatique, de ſorte qu'il feroit peut-être poſſible, ſuivant ce chimiſte, de décompoſer le muriate ammoniacal par des ſublimations répétées. Ce fait demande à être confirmé.

Le muriate ammoniacal n'eſt point altérable à l'air; il s'y conſerve très-long-tems ſans éprouver de changement ſenſible.

Il eſt très-diſſoluble dans l'eau. Six parties d'eau froide ſuffiſent pour diſſoudre une partie de ce ſel. Il produit dans cette diſſolution un froid conſidérable ; ce froid eſt encore plus vif lorſqu'on mêle ce ſel avec de la glace. On ſe ſert avec avantage de ce froid artificiel pour donner naiſſance à pluſieurs phénomènes qui n'auroient point liéu ſans cette circonſtance, tels que la congellation de l'eau, la criſtalliſation de certains ſels, la conſervation & la fixation de quelques liquides très-évaporables, &c.

L'eau bouillante diſſout preſque ſon poids de muriate ammoniacal : ce ſel criſtalliſe par refroidiſſement, mais ſes criſtaux les plus réguliers s'obtiennent, comme ceux des autres ſels, par l'évaporation ſpotanée ou inſenſible. Souvent une diſſolution très-chargée de ce ſel, renfermée dans un flacon, laiſſe dépoſer au bout de quelques jours des criſtaux en panaches, formés par un filet moyen auquel un grand nombre d'autres filets ſe réuniſſent perpendiculairement, & ceux-ci en ſoutiennent d'autres plus petits, de ſorte que l'enſemble imite parfaitement une végétation. J'ai obſervé pluſieurs fois ce phénomène dans mon laboratoire (1).

(1) Il n'eſt aucun Chimiſte qui n'ait éprouvé combien il eſt intéreſſant de viſiter de tems à autre les produits

Le muriate ammoniacal n'eſt pas décompoſé par l'alumine. La magnéſie ne le décompoſe que très-difficilement, & en partie comme l'a obſervé Bergman. Si on met dans une fiole un mélange de magnéſie & de diſſolution de muriate ammoniacal, il ſe dégage, ſuivant la remarque du célèbre chimiſte d'Upſal, des vapeurs d'ammoniaque au bout de quelques heures; mais ce dégagement ceſſe bientôt, & il n'y a que très-peu de ſel décompoſé.

La chaux ainſi que la baryte ſéparent l'ammoniaque de l'acide muriatique même à froid. Il ſuffit de triturer ce ſel avec la chaux vive, pour qu'il ſe volatiliſe ſur-le-champ du gaz ammoniac, dont l'odeur frappe vivement les nerfs. En faiſant cette expérience dans des vaiſ-

---

conſervés dans un laboratoire, ſur-tout les diſſolutions des ſels. Lorſque le haſard préſente quelques obſervations curieuſes, on doit les noter ſur-le-champ, afin de ne pas laiſſer perdre des faits qui peuvent devenir très-importans. C'eſt ainſi que j'ai vu un grand nombre de fois ſe former des criſtaux que je n'avois pu obtenir par l'évaporation. Il arrive encore qu'en remuant ou débouchant les flacons, il s'y dépoſe, peu de tems après, des criſtaux dont l'agitation & le contact de l'air favoriſent ſingulièrement la naiſſance. Cette note, inutile pour ceux qui travaillent depuis long-tems, n'eſt qu'en faveur des perſonnes qui ſe propoſent de ſe livrer aux recherches chimiques.

ſeaux fermés, on peut recueillir l'ammoniaque ou gazeuſe ou diſſoute dans l'eau ; cette opération n'étant pas encore aſſez bien développée dans les auteurs, quoique les connoiſſances modernes aient permis de la rendre & plus exacte & plus sûre, nous croyons devoir inſiſter ſur ſa deſcription.

Si l'on emploie de la chaux très-vive & du muriate ammoniacal bien ſec, & ſi l'on chauffe ce mélange dans une cornue dont le bec plonge ſous une cloche pleine de mercure, on obtient une grande quantité de gaz alcalin ou ammoniac. On ſait actuellement pourquoi lorſqu'on diſtilloit un pareil mélange dans des ballons ſans l'appareil pneumato-chimique, on n'obtenoit preſque point de produit, & pourquoi l'on étoit expoſé aux dangers de la rupture des vaiſſeaux. L'état de raréfaction, & la quantité de gaz ammoniac qui ſe dégage dans cette expérience en ſont la véritable cauſe. M. Baumé, qui a ſenti une partie de ces inconvéniens, a conſeillé de mettre de l'eau dans la cornue. Ce fluide abſorbe en effet une partie du gaz, & l'entraîne avec lui ; mais comme ce gaz eſt beaucoup plus volatil que l'eau, on en perd toujours la plus grande quantité. Les chimiſtes qui connoiſſent aujourd'hui la grande affinité du gaz ammoniac avec l'eau, & ſa ſingulière

volatilité, emploient avec grand ſuccès, pour cette opération, l'appareil de M. Woulfe; ce procédé ingénieux conſiſte à adapter à un ballon à deux pointes une bouteille vide, à laquelle on en joint deux ou quatre autres collatérales, qui communiquent enſemble à l'aide de ſyphons. On met dans une cornue de grès deſtinée à être luttée avec le ballon, la chaux vive & le muriate ammoniacal ſec en poudre; on chauffe lentement & avec beaucoup de précaution, juſqu'à faire rougir & même vitrifier le fond de la cornue. Le gaz ammoniac, dégagé par la chaux, paſſe dans le ballon & dans les bouteilles; il s'unit à l'eau avec chaleur, la ſature, & forme dans les premières bouteilles ce qu'on appelle l'*eſprit alcali volatil*, le plus cauſtique poſſible. Par ce moyen il ne ſe perd aucune portion d'ammoniaque, & on a de plus les avantages de pouvoir bien conduire ſon opération, d'avoir un produit très-pur & très blanc, de n'être point affecté par la vapeur, & enfin de n'avoir rien à craindre pour la rupture des vaiſſeaux. Nous nous ſommes auſſi aſſurés, Bucquet & moi, par un grand nombre d'expériences, qu'il ne faut qu'une partie & demie de chaux, au lieu de trois qu'on employoit ordinairement pour décompoſer une partie de muriate ammoniacal. La chaux éteinte

à l'air décompoſe ce ſel, de même que la chaux vive. Le réſidu eſt du muriate calcaire, que nous examinerons par la ſuite. Cette opération prouve que la chaux a plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a l'ammoniaque.

Les deux alcalis fixes décompoſent le muriate ammoniacal, comme le fait la chaux, & ils en dégagent de même l'ammoniaque pure & ſous forme de gaz. On peut les employer comme la chaux pour obtenir l'eſprit alcalin; mais on ne fait point ordinairement cette opération dans les laboratoires, parce qu'elle coûte beaucoup plus cher que la décompoſition par la chaux vive, & parce que celle-ci remplit abſolument le même but.

Les acides ſulfurique & nitrique ſéparent l'acide muriatique de ce ſel, & s'uniſſent à l'ammoniaque avec laquelle ils ont plus d'affinité. Le réſidu de ces décompoſitions conſtitue le ſulfate & le nitrate ammoniacal.

La plupart des ſels neutres alcalins n'ont aucune action ſur le muriate ammoniacal : il n'y a que ceux qui ſont formés par l'acide carbonique & les deux alcalis fixes, qui le décompoſent. Il s'opère dans ces mélanges une double décompoſition & une double combinaiſon. En effet, tandis que l'acide muriatique s'unit aux alcalis fixes pour former les muriates

de potaſſe ou de ſoude, l'acide carbonique qui eſt ſéparé de ces derniers ſe reporte ſur l'ammoniaque dégagée, & forme avec elle du carbonate ammoniacal, qui ſe ſublime en criſtaux dont l'intérieur du ballon eſt tapiſſé. Pour faire cette opération, on mêle une partie de carbonate de potaſſe ou de ſoude bien ſecs, avec une partie de muriate ammoniacal ſublimé en poudre ; on introduit ce mélange dans une cornue de grès, à laquelle on adapte un grand ballon, ou mieux une cucurbite de verre ; on donne le feu par degrés, juſqu'à ce que le fond de la cornue ſoit rouge. Il ſe ſublime dans la cucurbite un ſel blanc bien criſtalliſé ; (c'eſt le carbonate ammoniacal.) Il paſſe auſſi un peu d'humidité ; le réſidu eſt du muriate de potaſſe ou de ſoude ſuivant l'alcali fixe qu'on a employé. On retire par ce moyen une quantité très-conſidérable de ce ſel, qui égale plus des deux tiers du muriate ammoniacal employé. Ce phénomène avoit fait penſer à Duhamel qu'il paſſoit un peu d'alcali fixe avec l'alcali volatil. Il eſt aiſé de concevoir, depuis que les expériences modernes ont eclairé cette théorie, que c'eſt à l'acide carbonique de l'alcali fixe qui s'eſt reporté ſur l'ammoniaque, qu'eſt due la quantité conſidérable de ſel ſublimé que l'on obtient. Cependant juſqu'à ces derniers tems

on avoit toujours regardé cet alcali volatil concret comme le plus pur, & on lui avoit attribué la propriété de cristalliser, de faire effervescence avec les acides, tandis que celui qu'on obtient par la chaux, & qui est le véritable alcali volatil pur, passoit pour un sel altéré, & en partie décomposé. On doit apprécier, d'après cela, combien les découvertes du docteur Black ont jetté de jour sur les matières salines; & l'on ne peut s'empêcher de dire qu'elles ont créé une chimie entièrement neuve,

Les usages du muriate ammoniacal sont fort étendus. En médecine, on l'emploie comme fondant à l'intérieur, à la dose de quelques grains, dans les obstructions, les fièvres intermittentes, &c. Il agit à l'extérieur comme un puissant antiseptique dans la gangrène, &c. &c.

On s'en sert dans un grand nombre d'arts; mais spécialement dans la teinture, dans les opérations de métallurgie relatives à la réunion ou à la soudure de différens métaux; les chaudronniers l'emploient pour décaper la surface du cuivre qu'ils veulent étamer.

Sorte IV, BORATE AMMONIACAL.

Le borate ammoniacal ou la combinaison saturée de l'acide boracique avec l'ammoniaque, n'a encore été examiné par aucun chimiste.

Voici ce que j'ai obſervé ſur quelques-unes de ſes propriétés.

J'ai diſſous de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque ou alcali volatil cauſtique, juſqu'à ce que la ſaturation m'ait paru complète; j'ai étendu cette diſſolution dans un peu d'eau, & j'ai fait évaporer au bain de ſable environ moitié de la liqueur; elle a fourni par le refroidiſſement une couche de criſtaux réunis, dont la ſurface offroit des pyramides. Ce ſel a une ſaveur piquante & urineuſe; il verdit le ſirop de violettes; il perd peu-à-peu ſa forme criſtalline, & devient d'une couleur brune par le contact de l'air; il paroît aſſez diſſoluble dans l'eau; la chaux en dégage l'ammoniaque.

Telles ſont les principales propriétés que je lui ai reconnues par un premier examen; mais je n'ai point tenté aſſez d'expériences pour en connoître plus à fond la nature.

Le borate ammoniacal n'eſt abſolument d'aucun uſage.

Sorte V. FLUATE AMMONIACAL.

Il en eſt de ce ſel comme du précédent; on n'a point encore reconnu les propriétés qui le diſtinguent des autres ſels ammoniacaux.

M. Boullanger s'accorde avec Schéele à dire que l'acide fluorique combiné avec l'ammoniaque ne criſtalliſe point, mais forme une gelée

qui donne des vapeurs analogues à celles de l'acide muriatique, par l'addition de l'acide ſulfurique. Ces deux chimiſtes n'ont point examiné les autres propriétés de cette eſpèce de ſel; mais ils en ont vu aſſez pour faire diſtinguer l'acide fluorique de l'acide muriatique.

Sorte VI. CARBONATE AMMONIACAL.

Nous donnons le nom de carbonate ammoniacal à l'eſpèce de ſel neutre que l'on appelloit autrefois *alcali volatil concret*, & qui eſt véritablement une combinaiſon ſaline neutre de l'acide carbonique avec l'ammoniaque.

Il n'exiſte pas pur & iſolé dans la nature. On le retire de preſque toutes les ſubſtances animales par l'action du feu. On le forme auſſi par l'union directe de l'ammoniaque avec l'acide carbonique, 1°. en agitant cet alcali dans une cuve en fermentation, 2°. en faiſant paſſer de l'acide carbonique dans l'eſprit alcali volatil, 3°. en verſant cet acide dans un vaiſſeau, ſur les parois duquel on a mis des gouttes d'ammoniaque diſſoute dans l'eau, 4°. en combinant directement au-deſſus du mercure le gaz acide carbonique & le gaz ammoniac : ces deux gaz ſe prénètrent tout-à-coup, il s'excite beaucoup de chaleur, & il ſe forme un ſel concret ſur les parois de la cloche où l'on a fait le mélange. Dans tous ces cas on voit bientôt ſe

former des criſtaux de carbonate ammoniacal. On l'obtient encore en décompoſant le muriate ammoniacal par les ſels neutres carboniques à baſe de potaſſe ou de ſoude.

Le carbonate ammoniacal eſt ſuſceptible de prendre une forme régulière ; ſes criſtaux paroiſſent être des priſmes à pluſieurs faces. Bergman les déſigne par des octaèdres ayant quatre de leurs angles tronqués. M. Romé de Liſle a vu des grouppes de ce ſel dans leſquels il étoit ſous la forme de petits priſmes tétraèdres comprimés, terminés à leur extrêmité ſupérieure par un ſommet dièdre.

Sa ſaveur eſt urineuſe, mais beaucoup moins forte que celle de l'ammoniaque pure & cauſtique; ſon odeur, quoique ſemblable à celle de cette dernière, eſt auſſi beaucoup moins énergique; il verdit le ſirop de violettes. Nous croyons néceſſaire de rappeller ici, relativement à cette dernière propriété, que l'acide carbonique ne détruit point complètement les caractères de toutes les matières alcalines avec leſquelles il eſt combiné, qu'il leur laiſſe des qualités alcalines toujours reconnoiſſables; mais ce n'eſt point une raiſon pour refuſer le nom de ſels neutres aux alcalis ſaturés par cet acide foible, puiſque leurs propriétés alcalines ſont très-maſquées, puiſque leur âcreté, leur cauſticité eſt tout-à-fait détruite, puiſqu'ils ne corrodent plus les matières animales.

Le

Le carbonate ammoniacal est très-volatil, & la moindre chaleur le sublime en entier. S'il est bien cristallisé, lorsqu'on le chauffe, il commence par se liquéfier à l'aide de l'eau de sa cristallisation; mais il se volatilise presqu'en même temps, de manière qu'il est très-difficile d'avoir ce sel bien cristallisé & bien sec.

Il est très-dissoluble dans l'eau; il produit du froid dans cette dissolution, comme tous les sels neutres cristallisés; cette propriété très-différente de celle de l'ammoniaque pure qui donne beaucoup de chaleur en se combinant avec l'eau, suffiroit pour le ranger parmi les sels neutres. Deux parties d'eau froide en dissolvent plus d'une de carbonate ammoniacal; l'eau chaude en dissout plus que son poids; mais comme il se dissipe à la chaleur de l'eau bouillante, on ne peut, sans risque d'en perdre beaucoup, employer ce moyen pour le faire cristalliser.

Il s'humecte légèrement à l'air, sur-tout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Les terres silicée & alumineuse n'ont pas plus d'action sur lui que sur les autres sels ammoniacaux. La magnésie ne le décompose que très-foiblement. La chaux le décompose comme les autres sels ammoniacaux, en s'emparant de son acide

avec lequel elle a beaucoup d'affinité. Si l'on verſe de l'eau de chaux dans une diſſolution de carbonate ammoniacal, il ſe fait ſur le champ un précipité, & l'on ſent une odeur vive d'ammoniaque cauſtique. La chaux s'eſt emparée de l'acide carbonique avec lequel elle a formé de la craie ou du carbonate calcaire qui s'eſt précipité, & l'ammoniaque s'eſt ſéparée. La chaux vive triturée avec le carbonate ammoniacal en dégage ſur le champ l'ammoniaque ſous forme gazeuſe. En mettant ce mélange dans une cornue, on peut obtenir à l'aide de l'eau placée dans les bouteilles de l'appareil de Woulfe, l'ammoniaque cauſtique, ainſi qu'on l'obtient du muriate ammoniacal diſtillé avec le même intermède. Cette décompoſition prouve que la chaux a plus d'affinité avec l'acide carbonique que n'en a l'ammoniaque; ce qui eſt également démontré pour les autres acides.

Les alcalis fixes décompoſent le carbonate ammoniacal, comme le fait la chaux, en ſéparant l'ammoniaque pure, & en s'uniſſant à ſon acide.

Enfin les acides ſulfurique, nitrique, muriatique & fluorique ont plus d'affinité avec l'ammoniaque que n'en a l'acide carbonique. Lorſqu'on verſe un de ces acides ſur le carbonate ammoniacal, il ſe produit une vive efferveſcence due

au dégagement de l'acide carbonique. Si on fait cette décompofition dans un vaiffeau étroit & allongé, on peut reconnoître la préfence de l'acide carbonique gazeux, en y plongeant une bougie qu'il éteint, de la teinture de tournefol qu'il fait paffer au rouge, & de l'eau de chaux qu'il précipite. Ces décompofitions du carbonate ammoniacal par la chaux & les alcalis fixes qui s'emparent de fon acide, en féparant l'ammoniaque, & par les acides qui dégagent l'acide carbonique en s'uniffant à l'alcali, démontrent clairement la nature du carbonate ammoniacal. Bergman a trouvé, par des expériences exactes, qu'un quintal de ce fel criftallifé contient quarante cinq parties d'acide carbonique, quarante-trois d'ammoniaque, & douze d'eau. Comme il y a plus d'acide dans ce fel que dans le carbonate de foude, & dans ce dernier plus que dans le carbonate de potaffe, ce favant chimifte en conclut que plus la bafe alcaline eft foible, & plus elle demande d'acide carbonique pour être faturée. L'acide boracique ne décompofe point à froid le carbonate ammoniacal; mais lorfqu'on verfe fur ce dernier fel une diffolution bien chaude d'acide boracique, il fe produit une effervefcence très-fenfible; on reconnoît le dégagement de l'acide carbonique par les

moyens ordinaires, & l'on trouve au fond du vase un vrai borate ammoniacal. Cette expérience que j'ai répétée bien des fois, prouve que la chaleur modifie ou change les loix des attractions électives, comme l'a observé Bergman.

Le carbonate ammoniacal n'a point d'action sur les sels neutres parfaits. Nous verrons plus bas qu'il décompose les sels neutres calcaires par la voie des doubles affinités, ce que ne fait point l'ammoniaque pure & caustique. Cette belle découverte de Black explique pourquoi les chimistes avoient dit que l'ammoniaqne a plus d'affinité avec les acides que la terre calcaire.

Le carbonate ammoniacal est employé en médecine comme sudorifique, anti-hystérique, &c. On le mêle avec quelques matières aromatiques. Il a été regardé presque comme spécifique dans la morsure de la vipère; mais M. l'abbé Fontana s'est élevé avec raison contre cette opinion. Plusieurs ont conseillé le carbonate ammoniacal ou l'alcali volatil concret comme anti-vénérien, l'expérience n'a point encore prononcé sur ce point; & tout ce que l'art de guérir possède de connoissances exactes sur cet objet se réduit à savoir que ce sel est purgatif, incisif, diurétique, diaphorétique, fondant, & qu'il a un effet très-marqué dans toutes les maladies qui dépendent de l'épais-

ſiſſement de la lymphe; comme quelques accidens vénériens, les dépôts laiteux, les engorgemens ſcrophuleux, &c.

On l'adminiſtre à la doſe de quelques grains dans des boiſſons appropriées, ou bien dans des mélanges opiatiques ou pillulaires.

CHAPITRE VII.

Genre III. *SELS NEUTRES CALCAIRES.*

Sorte I. SULFATE DE CHAUX, SÉLÉNITE, GYPSE.

LA combinaiſon de l'acide ſulfurique avec la chaux doit porter le nom de ſulfate calcaire; on l'a appelé *ſélénite*, *plâtre* ou *gypſe*. Ce ſel exiſte en grande quantité dans la nature. Il forme ſouvent des bancs ou couches immenſes, comme on peut l'obſerver à Montmartre près Paris; les montagnes de cet endroit ſont entièrement remplies de lits de ſélénite ou de plâtre, enveloppés ou recouverts d'une eſpèce de marne argileuſe qui l'accompagne preſque conſtamment.

Ce ſel n'ayant que très-peu de ſaveur & de diſſolubilité, les naturaliſtes l'ont depuis longtemps regardé comme une ſubſtance pierreuſe, & ils en ont diſtingué beaucoup de variétés à

raiſon de la diverſité des formes qu'il préſente & de ſon plus ou moins de pureté; nous ne citerons ici que les principales.

Principales variétés du Sulfate calcaire.

1. Sulfate calcaire ou ſélénite en lames rhomboïdales.

2. Sulfate calcaire ou ſélénite cunéïforme, ou en fer de lance.

Il eſt formé de deux triangles ſcalènes, réunis dans le milieu, dont chacun eſt compoſé de lames triangulaires, ſuivant l'obſervation de M. de la Hire : on nomme cette ſélénite, *pierre ſpéculaire*, *miroir d'âne* ou *talc de Montmartre* (1).

3. Sulfate calcaire ou Sélénite rhomboïdale décaèdre.

Tel eſt celui que l'on trouve dans les carrières de Paſſy.

4. Sulfate calcaire ou ſélénite priſmatique décaèdre.

Il eſt formé de priſmes hexaèdres, terminés par des pyramides dièdres, ou par un angle ren-

(1) Ces deux premières variétés ſont des fragmens des plus gros criſtaux; ils ſont faits par la main des hommes; on ne les indique ici que comme morceaux de cabinets.

Variétés.

trant. On en trouve en Suiſſe, &c. Il reſſemble beaucoup à la précédente variété.

5. Sulfate calcaire lenticulaire, ou Sélénite en crêtes de coq de Montmartre.

Ce ſont des amas des criſtaux lenticulaires, placés obliquement les uns à côté des autres. La forme de fer de lance (variété 2) ne provient que des fragmens de ce ſulfate de chaux lenticulaire.

6. Sulfate calcaire ou Sélénite ſoyeuſe ou ſtriée, gypſe ſoyeux de la Chine.

On en trouve en Franche-Comté, dans l'Angoumois, &c. Il eſt formé de priſmes très-fins, réunis en faiſceaux, le plus ſouvent brillans & comme ſatinés. Il eſt très-difficile d'y reconnoître les lames rhomboïdales que l'on trouve dans toutes les autres variétés.

7. Sulfate calcaire, gypſe commun, ou pierre à plâtre.

Cette ſubſtance eſt d'un blanc plus ou moins gris, parſemée de petits cryſtaux brillans, faciles à égréner avec le couteau. Elle ſe trouve diſpoſée par couches, & elle forme la plupart des montagnes des environs de Paris. On ſaura par la ſuite que ce n'eſt point de la ſélénite pure, & qu'elle doit ſa propriété de bon plâtre, après ſa cuiſſon, au mélange d'un autre ſel terreux.

Variétés.

8. Sulfate calcaire ſous forme d'albâtre ; ou albâtre gypſeux.

C'eſt une ſorte de pierre à plâtre, plus dure & plus ancienne que la précédente, dont elle ne differe que par une demi-tranſparence, & par une diſpoſition en petites couches plus ou moins variées, comme on les obſerve dans les ſtalactites. On en trouve beaucoup à Lagny près de Paris. Celui-ci eſt un des plus blancs ; il eſt quelquefois veiné & taché de jaune, de gris, de violet ou de noir.

9. Sulfate calcaire, ſélénite, gypſe commun ou albâtre gypſeux, coloré, veiné, taché, nué, ponctué de différentes nuances.

Ce mélange de couleurs annonce que la ſélénite eſt ſalie par quelque ſubſtance étrangère & colorante ; c'eſt preſque toujours le fer dans différens états qui conſtitue les couleurs de ce ſel terreux.

On trouve encore le ſulfate calcaire diſſous dans les eaux comme dans celle des puits de Paris ; mais il n'y eſt jamais pur, & il s'y trouve toujours combiné avec quelqu'autre ſel terreux à baſe de chaux ou de magnéſie.

Nous avons déjà fait obſerver que le ſulfate calcaire a été pris long-temps pour une ſubſtance pierreuſe par les naturaliſtes. Comme ils ne

lui trouvoient ni ſaveur, ni diſſolubilité apparentes, ils ne penſoient pas que ce pût être un véritable ſel. Cependant il a une ſaveur particulière qu'il communique à l'eau, & qui eſt très-ſenſible ſur l'eſtomac ; en effet l'eau crue ou ſéléniteuſe fait éprouver à ce viſcère un froid & une peſanteur très-marqués. Quant à ſa diſſolubilité, la forme, la grandeur, la tranſparence, la quantité, enfin la diſpoſition par couches du ſulfate calcaire criſtalliſé en beaucoup d'endroits, & particulièrement dans tous les environs de Paris, indiquent aſſez qu'il a été préliminairement diſſous dans l'eau, & dépoſé par ce fluide.

Le ſulfate calcaire, expoſé à l'action du feu, perd ſon eau de criſtalliſation, décrépite lorſqu'on le chauffe bruſquement, & devient d'un blanc mat & d'une friabilité très-conſidérable; il forme ce qu'on appelle le *plâtre fin.* Comme il eſt ſuſceptible de prendre avec l'eau un certain liant, on fait, avec cette pâte qu'on jette en moule, des ſtatues très-blanches & très-agréables; mais ce plâtre ſe deſſéchant facilement, & ne retenant que très-peu d'eau, ces ſtatues ſont ſujettes à caſſer au moindre choc. Si l'on pouſſe le feu, lorſque le ſulfate calcaire eſt en poudre blanche, il finit par ſe fondre en une eſpèce de verre ; mais il faut pour cela un feu de la der-

nière violence, tel que celui des fours de porcelaine, ou des lentilles de verres. MM. d'Arcet & Macquer ſont parvenus à fondre le ſulfate calcaire. Ce dernier a obſervé qu'en expoſant au miroir ardent de la ſélénite cunéïforme ſur ſes faces polies, elle ne fait que blanchir ; mais que ſi on la préſente ſur ſa tranche, elle fond ſur le champ en bouillant; on la fond de même au chalumeau de Bergman, & au jet d'air vital lancé ſur le charbon ardent.

Le ſulfate calcaire mis ſur un fer chaud devient phoſphorique; cette propriété eſt commune à tous les ſels calcaires. La chaux la préſente auſſi dans ſon extinction comme nous l'avons dit.

Le ſulfate calcaire n'éprouve point d'altération très-marquée par le contact de l'air; cependant les lames brillantes & polies de ce ſel neutre terreux ſe terniſſent, prennent les couleurs de l'iris, ſe délitent par couches, & finiſſent par ſe détruire dans l'atmoſphère; mais ces phénomènes ſont dus à l'action combinée de la chaleur, de l'eau & de l'air.

Le ſulfate calcaire eſt diſſoluble dans l'eau, quoique d'une manière peu ſenſible. Il faut, ſuivant Meſſieurs les chimiſtes de Dijon, environ cinq cents parties d'eau pour en diſſoudre une partie. L'eau chaude n'en diſſout pas davantage. En évaporant cette diſſolution, on n'en obtient

point de criſtaux ſemblables à ceux que préſente la nature, & l'on n'a que des feuillets, ou des petites aiguilles qui ſe précipitent à meſure que la liqueur bouillante s'évapore. Les lames que donne l'évaporation de la diſſolution du ſulfate calcaire ſont ſouvent brillantes, & lorſqu'on les examine de près, elles paroiſſent formées par des aiguilles très-fines, réunies ſur leur longueur.

La baryte a plus d'affinité que la chaux avec l'acide ſulfurique, & elle décompoſe le ſulfate calcaire; en verſant une diſſolution de baryte dans de l'eau chargée de ce ſel, il ſe forme des ſtries de ſulfate baritique.

Les alcalis fixes décompoſent également ce ſel neutre ; en verſant un alcali fixe cauſtique dans une diſſolution de ſulfate calcaire, il ſe forme un précipité blanc en floccons comme mucilagineux, qui ſe raſſemblent aſſez promptement au fond des vaſes, & que l'on reconnoît aiſément pour de la chaux vive par quelques expériences, & ſur-tout parce qu'ils ſe diſſolvent dans une grande quantité d'eau ; ſi l'on fait évaporer la liqueur qui ſurnage, on obtient du ſulfate de potaſſe ou de ſoude, ſuivant l'alcali fixe végétal ou minéral qu'on a employé.

L'ammoniaque, qui a moins d'affinité avec tous les acides que n'en a la chaux, ne décom-

poſe point le ſulfate calcaire ſi ce ſel eſt très-pur, & ſi l'ammoniaque employée eſt très-cauſtique ; car ſi l'eau dans laquelle le ſulfate calcaire eſt diſſous contient quelque ſel à baſe de magnéſie ou d'alumine, comme celle des puits de Paris, l'ammoniaque occaſionne un précipité dans ces derniers. Pour réuſſir dans cette expérience, il faut diſſoudre du ſpath calcaire dans l'acide ſulfurique pur, & étendre ce ſulfate de chaux dans de l'eau diſtillée ; l'ammoniaque cauſtique, verſée dans cette diſſolution, ou mieux encore le gaz ammoniac qu'on y fait paſſer, n'y occaſionne aucun précipité.

Le carbonate de potaſſe eſt décompoſé par le ſulfate calcaire qu'il décompoſe en même-temps. Il y a donc double décompoſition & double combinaiſon dans ce mélange. L'acide ſulfurique quitte la chaux pour s'unir à l'alcali fixe, & former du ſulfate de potaſſe; l'acide carbonique, ſéparé de la potaſſe, s'unit à la chaux, & forme avec elle du carbonate calcaire, très-connu ſous le nom de *craie*.

Le carbonate de ſoude décompoſe de même le ſulfate calcaire, & eſt auſſi décompoſé par ce ſel. Il ſe forme dans ce mélange du ſulfate de ſoude, par l'union de l'acide ſulfurique avec l'alcali minéral, & du carbonate calcaire ou de la craie par la combinaiſon de la chaux & de l'acide carbonique.

Le carbonate ammoniacal décompose le sulfate calcaire à l'aide des doubles affinités tandis que l'acide sulfurique se porte sur l'ammoniaque, la chaux est séparée de l'acide sulfurique par l'acide carbonique, avec lequel elle a une très-grande affinité, & forme avec ce dernier de la craie qui se précipite.

Cette décomposition est si sensible, & sa cause est si bien connue depuis les découvertes du célèbre Black, que si l'on laisse quelque temps exposé à l'air un mélange de dissolution de sulfate calcaire & d'ammoniaque caustique, ce mélange dont la transparence reste parfaite dans le moment qu'il est fait, présente bientôt un nuage remarquable à sa surface, en raison de l'acide carbonique qui se précipite de l'atmosphère & qui donne naissance à une double affinité; le même phénomène a lieu en faisant passer quelques bulles de cet acide gazeux dans la liqueur. Comme on croyoit autrefois que l'alcali volatif concret, ou le carbonate ammoniacal, étoit l'alcali volatil pur : Geoffroy, fondé sur ce que ce sel précipite réellement le sulfate calcaire, a cru que cet alcali avoit plus d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en a la chaux.

Le sulfate calcaire est décomposé par un grand nombre de matières combustibles, à l'aide de la chaleur. Le charbon des substances

végétales enlève à l'acide ſulfurique l'oxigène avec lequel il a plus d'affinité que n'en a le ſoufre ; il ſe dégage de l'acide carbonique dans cette décompoſition, & le ſoufre ſéparé de l'acide ſulfurique s'unit à la chaux, & forme ce qu'on a appelé *hépar calcaire*, & ce que nous nommerons par la ſuite *ſulfure de chaux*.

Les variétés du ſulfate calcaire criſtalliſé ſont conſervées avec ſoin dans les cabinets d'hiſtoire naturelle ; on s'en ſert après ſa calcination, & en la détrempant dans l'eau, pour couler des ſtatues, des modèles, &c. On fait différens meubles aſſez agréables avec l'albâtre gypſeux taillé & poli, les beaux morceaux de celui de Lagny ſont employés à cet uſage.

La pierre à plâtre eſt une des matières les plus utiles que la nature produiſe. Cette pierre eſt un mélange de ſulfate calcaire & de carbonate calcaire ou craie. Lorſqu'on l'expoſe à l'action du feu pour cuire le plâtre, le ſulfate calcaire perd ſon eau de criſtalliſation & la craie ſon acide. Le plâtre cuit eſt donc un mélange de chaux vive & de ſulfate calcaire privée d'eau. Lorſqu'on verſe de l'eau ſur cette ſubſtance, ce fluide eſt abſorbé très-rapidement par la chaux ; il en réſulte de la chaleur. L'odeur fétide que l'extinction du plâtre répand vient d'un peu de ſoufre formé par l'acide ſulfurique

décompoſé par les matières charbonneuſes animales ou végétales qui ſe rencontrent toujours dans la pierre à plâtre; ce ſoufre diſſous par la chaux, forme une eſpèce de ſulfure ou foie de ſoufre, qui répand l'odeur dont nous parlons. Lorſque la chaux a abſorbé aſſez d'eau pour être dans l'état de pâte, elle enveloppe le ſulfate calcaire qui, reprenant une portion de ce fluide, criſtalliſe au milieu de cette pâte. La chaux ſe deſſéchant peu-à-peu, prend corps à l'aide des criſtaux de ſulfate calcaire, & forme l'eſpèce de mortier qu'on nomme *plâtre*. On conçoit, d'après cette théorie, pourquoi le plâtre doit être cuit à un point particulier; s'il ne l'eſt pas aſſez, il ne ſe lie pas à l'eau, parce que la chaux n'eſt pas aſſez vive; s'il l'eſt trop, la chaux forme avec le ſulfate calcaire une eſpèce de mauvaiſe fritte vitreuſe, qui ne peut plus s'unir à l'eau; c'eſt le plâtre brûlé. On conçoit encore que ſi le plâtre perd ſa qualité lorſqu'on le laiſſe expoſé à l'air, c'eſt que la chaux s'éteint peu-à-peu; on lui rend ſa force en le calcinant de nouveau. Enfin, il eſt facile de ſentir pourquoi le plâtre ſe conſerve très-bien dans les lieux ſecs & chauds, & pourquoi il ſe détruit & s'enlève par écailles ou par lames dans les endroits humides. Dans ce dernier cas, le ſulfate calcaire, qui eſt diſſoluble dans l'eau,

perd peu-à-peu ſa forme criſtalline & ſa conſiſtance; c'eſt par cette diſſolubilité que le plâtre differe des vrais mortiers, dans leſquels le ſable ou le ciment, qui en fait la baſe, n'eſt pas attaquable par l'eau; auſſi n'employe-t-on pas le plâtre dans les endroits où il a y de l'eau, comme les baſſins, les réſervoirs, les terraſſes, &c. auſſi le plâtre ne conſerve-t-il pas ſa dureté dans les lieux bas, ſouterreins, &c.

Sorte II. NITRATE CALCAIRE.

Le nitrate calcaire, ou le ſel réſultant de la combinaiſon de l'acide nitrique avec la chaux, eſt beaucoup moins abondant dans la nature que le ſulfate calcaire ou la ſélénite. On ne le trouve que dans les endroits où ſe rencontre le nitre alcalin. Il ſe forme ſur les parois des murs, dans les lieux habités par les animaux; dans les matières animales en putréfaction, dans quelques eaux minérales; mais comme il eſt très-ſoluble & même déliqueſcent, à meſure qu'il ſe forme il eſt diſſous par les eaux; c'eſt pour cela qu'il exiſte en grande quantité dans les eaux mères des ſalpêtriers.

Lorſqu'il eſt criſtalliſé régulièrement par le procédé dont nous parlerons plus bas, il préſente un ſolide priſmatique à ſix pans, aſſez ſemblable au nitrate de potaſſe, & terminé par des

des pyramides dièdres. Il eſt aſſez rare de l'obtenir de cette régularité; le plus ſouvent il eſt en petites aiguilles ſerrées les unes contre les autres, & dont on ne peut déterminer la forme.

Ce ſel a une ſaveur amère & déſagréable; en quoi il differe beaucoup du ſulfate calcaire. Sa ſaveur a même quelque choſe de frais comme celle du nitrate de potaſſe.

Il ſe liquéfie aiſément ſur le feu & devient ſolide par le refroidiſſement. Si on le porte dans l'obſcurité, après l'avoir fait ainſi chauffer, il paroît lumineux, & conſtitue dans cet état le phoſphore de Baudouin, *Balduinus*. Si on le met ſur un fer rouge, il préſente le même phénomène. Jetté ſur un charbon ardent, il ſe liquéfie & détonne lentement à meſure qu'il ſe deſsèche. Le nitrate calcaire chauffé pendant long temps, perd ſon acide qui ſe décompoſe par l'action de la chaleur. En faiſant cette opération dans une cornue dont le bec eſt plongé ſous une cloche pleine d'eau, on obtient de l'air vital, & ſur la fin du gaz azote. Le réſidu eſt de la chaux unie à une certaine quantité d'acide nitreux ſi l'on n'a employé qu'un feu médiocre & pendant trop peu de temps; mais on peut obtenir par ce procédé la chaux très-vive, en donnant un très-grand degré de feu, & en le continuant aſſez long-temps pour

décompofer entiérement l'acide nitreux. Cette décompofition eft abfolument femblable à celle que l'acide éprouve lorfqu'on diftille le nitrate de potaffe, comme nous l'avons expofé dans l'hiftoire de ce fel neutre.

Le nitrate calcaire attire très-vîte l'humidité de l'air ; auffi eft-il néceffaire de le tenir dans des vaiffeaux bien fermés, fi on veut le conferver en criftaux; on le voit même fe fondre affez promptement fi l'on débouche trop fouvent les flacons qui le contiennent.

Ce fel eft très-diffoluble dans l'eau ; il ne faut que deux parties de ce fluide froid, pour diffoudre une partie de nitrate calcaire ; l'eau bouillante en diffout plus que fon poids. Pour l'obtenir criftallifé, il faut faire évaporer fa diffolution, & lorfqu'elle a acquis une confiftance un peu moindre que celle de firop, l'expofer dans un endroit frais ; il s'y forme alors des criftaux prifmatiques très-allongés, & qui préfentent ordinairement des faifceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. En expofant une diffolution de nitrate calcaire un peu moins évaporée que la précédente à une température sèche & chaude, il s'y forme à la longue des prifmes plus réguliers, & femblables à ceux que nous avons décrits au commencement de cet article.

Le ſable & l'argile décompoſent le nitrate calcaire, & en ſéparent l'acide.

La baryte le décompoſe comme le ſulfate calcaire, ſuivant Bergman; la magnéſie ne lui fait éprouver aucune altération ſenſible. M. Morveau a obſervé que l'eau de chaux, verſée dans une diſſolution de nitrate calcaire, y occaſionne un précipité. Il attribue cet effet au phlogiſtique de la chaux vive, & il penſe que cette dernière a plus d'affinité avec l'acide nitreux, que n'en a la chaux qui lui eſt unie, & que cet acide a déjà dépouillée de ſon phlogiſtique. Ce chimiſte n'a malheureuſement pas examiné la nature du précipité; cet examen auroit vraiſemblablement fourni quelques lumières ſur cette ſingulière expérience. M. Baumé avoit déjà obſervé qu'une diſſolution de ſpath calcaire dans l'acide nitreux eſt précipitée par l'eau de chaux, mais il avoit attribué ce phénomène à un peu de terre argileuſe, contenue dans le ſpath. Cet effet dépend ou d'un peu de magnéſie, ou de l'avidité du nitre calcaire pour l'eau qu'il enlève à la chaux.

Les alcalis fixes s'emparent de l'acide nitrique, du nitrate calcaire, & en précipitent la chaux. L'ammoniaque bien pure ne le décompoſe pas plus qu'elle ne fait le ſulfate de chaux & tous les ſels calcaires en général.

L'acide ſulfurique en dégage l'acide nitrique avec effervescence. L'on peut obtenir cet acide ainſi dégagé dans un récipient, comme on l'obtient du nitre ordinaire. L'acide ſulfurique, verſé dans une diſſolution de nitrate calcaire, y forme ſur-le-champ un précipité de ſulfate de chaux, & l'acide nitrique reſte libre & à nud dans la liqueur. On ne connoît point encore l'action des autres acides ſur ce ſel.

Le nitrate calcaire décompoſe les ſels neutres alcalins ſulfuriques; il en réſulte du ſulfate de chaux & du nitre de potaſſe ou de ſoude. Il en eſt de même du ſulfate ammoniacal; il produit, lorſqu'on le mêle avec une diſſolution de nitrate calcaire, du nitrate ammoniacal & du ſulfate de chaux. Ce dernier qui n'eſt que très-peu diſſoluble, ſe précipitant dans l'inſtant du mélange, ne laiſſe aucun doute ſur ces doubles décompoſitions.

Le carbonate de potaſſe décompoſe de même le nitrate calcaire qui en déſunit en même-temps les principes, & il réſulte de cette double décompoſition du nitrate de potaſſe qui reſte en diſſolution dans la liqueur, & de la craie ou carbonate calcaire qui ſe précipite.

Le carbonate de ſoude, qui agit de même ſur le nitrate calcaire, donne du nitrate de ſoude diſſous dans l'eau, & du carbonate calcaire ou de la craie qui ſe précipite.

Le carbonate ammoniacal décompose auſſi ce ſel, à l'aide des affinités doubles ; il ſe forme du nitrate ammoniacal & du carbonate de chaux.

Le ſulfate de chaux n'altère point le nitrate calcaire ; mais lorſque ces deux ſels ſe trouvent diſſous dans la même eau, comme le premier n'eſt que très-peu diſſoluble, & que le ſecond l'eſt beaucoup, on peut les ſéparer par la criſtalliſation ; le ſulfate de chaux ſe précipite d'abord, & le nitrate calcaire ne ſe criſtalliſe que lorſque la liqueur très-rapprochée ſe refroidit.

Le nitrate calcaire n'eſt d'aucun uſage : il pourroit être employé en médecine comme un fondant très-actif, & quelques médecins chimiſtes diſent en avoir obtenu des ſuccès, quoiqu'ils n'en connuſſent pas bien les propriétés.

Sorte III. MURIATE CALCAIRE.

Le muriate calcaire ou le ſel formé par la combinaiſon de l'acide muriatique & de la chaux, qui étoit autrefois nommé très-improprement *ſel ammoniac fixe*, *huile de chaux*, &c. ſe rencontre abondamment dans tous les lieux où ſe trouve le muriate de ſoude, & ſpécialement dans l'eau de la mer, à laquelle il donne cette ſaveur âcre & amère, qui avoit fait autrefois admettre du bitume dans cette eau ; mais il n'eſt jamais pur dans ce fluide ; il eſt toujours mêlé de muriate de magné-

ſie. Si l'on veut ſe procurer du muriate calcaire très-pur, il faut combiner immédiatement l'acide muriatique avec la chaux juſqu'au point de ſaturation.

Ce ſel, lorſqu'on l'a dans l'état ſec & ſolide, eſt ſous la forme de priſmes à quatre pans ſtriés, terminé par des pyramides très-aigues. Il a une ſaveur ſalée & amère très-déſagréable. Expoſé à l'action d'un feu doux, il ſe liquéfie à la faveur de ſon eau de criſtalliſation, & il ſe fige par le refroidiſſement. A un feu plus fort, il n'éprouve preſque pas d'altération. M. Baumé a obſervé qu'il ne perdoit pas ſon acide. Mis ſur une pelle rouge, il devient lumineux: c'eſt pour cela qu'on l'a appellé *phoſphore de Homberg*.

Le muriate calcaire qui reſte dans la cornue après la décompoſition du muriate ammoniacal par la chaux, & qu'on appelle *ſel ammoniac fixe*, ſe fond en une eſpèce de fritte d'un gris légèrement ardoiſé, & ſans donner d'acide muriatique, quoiqu'on lui faſſe éprouver une chaleur capable de vitrifier la ſurface de la cornue. Cette fritte fait feu avec le briquet, & frottée dans l'obſcurité avec de l'acier, elle donne des étincelles phoſphoriques.

Il faut obſerver que ce ſel réſidu contient ordinairement une portion de chaux excédente à la ſaturation de l'acide muriatique, parce qu'on emploie plus de chaux qu'il n'en faut pour décompo-

ſer le muriate ammoniacal. C'eſt ſans doute à cette quantité ſurabondante de chaux que ce réſidu doit la propriété de donner une fritte vitreuſe dure, qui d'ailleurs s'altère & s'humecte à la longue, lorſqu'on l'expoſe à l'air. Le muriate calcaire, ſans excès de chaux, ne prend jamais autant de dureté que ce réſidu par l'action du feu, & ne préſente point la même phoſphoreſcence que lui.

Le muriate calcaire pur expoſé à l'air, en attire promptement l'humidité, & tombe entièrement en déliquium. Il eſt néceſſaire de le tenir dans un vaiſſeau bien bouché, ſi l'on veut le conſerver ſous ſa forme criſtalline.

Ce ſel eſt très-diſſoluble dans l'eau, il ne faut qu'environ une partie & demie de ce fluide froid pour en diſſoudre une de muriate calcaire; l'eau chaude en diſſout plus que ſon poids. En évaporant ſa diſſolution preſqu'en conſiſtance de ſirop, & en la laiſſant enſuite refroidir lentement, on obtient des criſtaux en priſmes tétraèdres, de pluſieurs pouces de longueur, & qui forment comme autant de rayons partant d'un centre commun; nous ferons obſerver que cette forme paroît être aſſez conſtante dans tous les ſels calcaires. Si la liqueur eſt trop évaporée, & ſi elle refroidit trop promptement, elle ſe prend en une maſſe informe, un peu aiguillée à ſa ſurface.

Une diſſolution de muriate calcaire évaporée juſqu'à ce qu'elle donne quarante-cinq degrés à l'aréomètre de M. Baumé, & expoſée au frais dans un flacon, dépoſe des priſmes très-réguliers & ſouvent très-gros: quelquefois lorſquelle n'a point encore criſtalliſé, & lorſqu'on l'agite, elle ſe prend tout-à-coup en une maſſe très-ſolide, & il ſe dégage beaucoup de chaleur.

La baryte décompoſe le muriate calcaire, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la chaux, d'après les expériences de Bergman. La chaux & la magnéſie ne l'altèrent pas.

Les alcalis fixes en précipitent la chaux; ſi les deux liqueurs ſont concentrées, la chaux abſorbant le peu d'eau qu'elles contiennent, forme preſque ſur-le-champ une gelée qui devient bientôt très-ſolide. On donne à cette expérience le nom de *miracle chimique*, parce qu'elle offre deux fluides qui paſſent ſubitement à l'état d'un ſolide; mais elle ne réuſſit bien qu'avec la diſſolution de carbonate de potaſſe & de ſoude, parce que les alcalis purs & cauſtiques précipitent la chaux trop diviſée.

L'ammoniaque cauſtique ne décompoſe pas le muriate calcaire, parce qu'elle a moins d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la chaux, ce que prouve la décompoſition complète du mu-

riate ammoniacal par cette ſubſtance ſalino-terreuſe.

L'acide ſulfurique & l'acide nitrique dégagent l'acide muriatique de ce ſel avec effervescence, & l'on pourroit, avec l'appareil diſtillatoire, obtenir cet acide comme on l'obtient du muriate de ſoude. La diſtillation de ce ſel terreux avec l'acide nitrique fournit de l'acide nitro-muriatique ou de l'*eau régale*, à cauſe de la volatilité des deux acides.

Le muriate calcaire décompoſe les ſulfates de potaſſe & de ſoude ; il eſt aiſé de s'aſſurer de ce fait en mêlant les diſſolutions de ces différens ſels ; il ſe fait ſur-le-champ un précipité que l'on reconnoît pour du ſulfate de chaux ; la liqueur qui ſurnage contient du muriate de ſoude ou de potaſſe, que l'on peut obtenir par l'évaporation, & reconnoître même par la ſaveur de la liqueur qui ſurnage le ſulfate calcaire.

Les carbonates de potaſſe & de ſoude décompoſent auſſi le muriate calcaire. Dans ces mélanges il ſe fait deux décompoſitions & deux combinaiſons ; l'acide muriatique du dernier ſel ſe porte ſur la potaſſe, ou la ſoude, avec lequel il forme du muriate de potaſſe ou de ſoude qui reſte en diſſolution dans la liqueur ; & l'acide carbonique qui abandonne les alcalis fixes s'unit à la chaux

avec laquelle il forme de la craie ou du carbonate calcaire, qui se précipite. Si le carbonate de potasse ou de soude sont dissous dans une très-petite quantité d'eau, & que la dissolution du muriate calcaire soit aussi très-chargée, le mélange devient épais & gélatineux; ensuite il prend peu de consistance & se durcit même comme une espèce de pierre factice, lorsque les proportions sont exactes pour la saturation réciproque. C'est cette expérience que les premiers chimistes qui l'ont connue ont appellée *miracle chimique.*

Le carbonate ammoniacal décompose le muriate calcaire par une double affinité, comme nous l'avons expliqué pour le sulfate & le nitrate calcaires. L'ammoniac s'unit à l'acide muriatique, & forme du muriate ammoniacal qui reste en dissolution dans la liqueur, tandis que l'acide carbonique combiné avec la chaux forme du carbonate calcaire qui se précipite.

Le muriate calcaire dissous dans l'eau avec le nitrate calcaire est difficile à séparer de ce dernier, parce que la loi de cristallisation est la même pour ces deux sels; mais on conçoit très-bien que s'il étoit dissous avec le sulfate de chaux, il seroit aisé de les obtenir séparément, parce que ce dernier sel ne cristallisant que par évaporation, laisseroit à la fin de cette opération le muriate cal-

caire pur, qui criſtalliſe par refroidiſſement. Il eſt important de faire cette remarque, parce que ces deux ſels ſe trouvent fréquemment en diſſolution dans la même eau minérale.

Le muriate calcaire n'a été juſqu'aujourd'hui que très-peu en uſage. Comme il exiſte en aſſez grande quantité dans le ſel de gabelle, que l'on recommande comme un purgatif fondant dans le vice ſcrophuleux, j'ai fait voir que ce dernier ſel lui doit une partie de ſes propriétés. J'ai ajouté que la ſaveur forte du muriate calcaire & ſa grande diſſolubilité promettoient des effets très-utiles de ce ſel dans toutes les maladies où il s'agit de fondre, & d'altérer la nature des humeurs. Il ſeroit fort à deſirer que les médecins en connuſſent les propriétés & en fiſſent uſage dans un grand nombre de cas où les fondans ordinaires n'ont ſouvent que des effets peu marqués, & ſurtout dans ceux où l'on ne peut pas ſe permettre les remèdes mercuriels. J'ai réuni ce que l'expérience m'a déjà appris ſur les vertus de ce ſel fondant dans un mémoire inſéré parmi ceux de la ſociété royale de médecine, pour les années 1782 & 1783.

Sorte IV. Borate calcaire.

On peut appeller ainſi la combinaiſon de l'acide

ſédatif ou boracique avec la chaux; ce ſel n'a point du tout été examiné, quoiqu'il ſoit certain que l'acide boracique eſt ſuſceptible de s'unir à la chaux, puiſque cette dernière décompoſe le borax de ſoude, ainſi que nous l'avons dit. MM. les chimiſtes de l'académie de Dijon ont obſervé que l'acide boracique concret, traité au feu avec la chaux éteinte, a donné une matière foiblement agglutinée & ſans adhérence au creuſet. Cette matière jettée dans l'eau n'a pas préſenté les phénomènes de la chaux, ce qui prouve qu'il y avoit une véritable combinaiſon. M. Baumé dit avoir ſaturé de l'eau de chaux avec du *ſel ſédatif*; cette liqueur évaporée à l'air, ne lui a point donné de criſtaux, mais des pellicules jaunâtres qui avoient une foible ſaveur d'acide boracique. Enfin, MM. les académiciens de Dijon ont fait digérer au bain de ſable de l'eau chargée de cet acide ſur de la chaux éteinte à l'air. Cette diſſolution filtrée a donné un précipité blanc & abondant par l'alcali fixe. Ces diverſes expériences ne font qu'indiquer la diſſolubilité de la chaux par l'acide boracique, & ne nous apprennent rien ſur les propriétés du ſel neutre qui réſulte de cette combinaiſon.

Sorte V. Spath fluor ou fluate calcaire.

Cette eſpèce de ſel eſt la combinaiſon d'acide fluorique avec la chaux. Il eſt répandu fort abondamment dans la nature. On le rencontre ſur-tout dans les environs des mines, dont il indique même la préſence. Il a été regardé juſqu'à préſent comme une matière pierreuſe, en raiſon de ſon inſipidité, de ſa dureté & de ſon indiſſolubilité. On l'a appellé *ſpath*, parce qu'il a la forme & la caſſure ſpatique ; *fluor ou fuſible*, parce qu'il ſe fond très-bien, & eſt même employé avec ſuccès dans les travaux des mines ; *vitreux*, parce qu'il a l'aſpect du verre, & d'ailleurs parce qu'il en forme un aſſez beau par la fuſion ; *cubique*, parce qu'il a le plus ſouvent cette forme ; enfin *phoſphorique*, parce que chauffé & porté dans l'obſcurité, il y paroît lumineux. Avant la découverte de Schéele, le ſpath vitreux bien diſtingué par les mineurs de toutes les autres matières minérales, à cauſe de ſa fuſibilité, avoit été confondu par les naturaliſtes, ſoit avec les gypſes, ſoit avec les ſpaths calcaires, ſoit avec les ſpaths peſans, qu'on a auſſi appellés *fuſibles*. Le célèbre Margraf avoit cependant diſtingué ce ſel d'avec le ſpath peſant, en adoptant pour le premier le nom de ſpath fuſible vitreux, & pour le ſecond, celui de ſpath

fusible phosphorique; & l'on doit rendre à ce chimiste l'hommage des premières découvertes faites sur les propriétés du fluate calcaire.

Ce sel est ordinairement sous la forme de cristaux cubiques de diverses couleurs, très-réguliers, d'une transparence glaceuse & vitreuse: sa cassure est spathique, & l'on y observe des plaques cubiques & comme gercées à sa surface. Il se brise par le choc du briquet; il se rencontre toujours dans les mines, & il leur sert souvent de gangue. Quelquefois il est opaque & en masses irrégulières. Sa pesanteur est plus considérable que celle de toutes les matières salines que nous avons examinées jusqu'à présent; il est quelquefois nué, veiné, taché, & plus souvent entièrement coloré en vert, en rose, en violet, en rouge, &c.

On peut distinguer dix variétés principales de cette substance parmi celles que la nature nous présente.

Variétés.

1. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique; blanc & transparent.
2. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique, blanc & opaque.
3. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique; jaune; fausse topaze.

Variétés.

4. Fluate calcaire ou ſpath vitreux cubique, rougeâtre; faux rubis.

5. Fluate calcaire ou ſpath vitreux cubique, verd pâle; fauſſe aigue-marine.

6. Fluate calcaire ou ſpath vitreux cubique, verd; fauſſe émeraude.

7. Fluate calcaire ou ſpath vitreux cubique, violet; fauſſe améthyſte.

8. Fluate calcaire ou ſpath vitreux octaèdre, dont les pyramides ſont incomplettes.

J'ai dans ma collection un criſtal de cette eſpece, qui eſt demi-tranſparent & un peu noirâtre.

9. Fluate calcaire ou ſpath vitreux en maſſe lamelleuſe irrégulière.

Il eſt preſque toujours d'un vert clair, ou violet: il forme la gangue de pluſieurs mines, il eſt quelquefois roulé.

10. Fluate calcaire ou ſpath vitreux en couches de différentes épaiſſeurs, & colorées diverſement.

Ces différentes variétés de fluate calcaire ne ſont, pour la plus grande partie, qu'une ſeule & même ſubſtance ſaline, c'eſt-à-dire la combinaiſon de l'acide fluorique avec la chaux. Cependant comme elles ſont formées par la nature, on y trouve ordinairement par une analyſe exacte pluſieurs matières étrangeres, comme de la terre ſilicée, de l'argile & du fer,

C'eſt en général le caractère de tous les produits naturels. L'Angleterre eſt fort riche en fluate calcaire.

Ce ſel terreux expoſé à un feu doux, acquiert une propriété phoſphorique aſſez marquée ; mais ſi on le chauffe juſqu'à le faire rougir, il la perd entièrement, ſa couleur verte ou violette ſe diſſipe en même-tems, il devient gris & friable ; ſi on le chauffe bruſquement, il décrépite preſque auſſi vivement que le muriate de ſoude. Lorſqu'on jette du fluate de chaux en poudre ſur un fer chaux, il éſente une lueur bleuâtre ou violette qui paſſe promptement. Une nouvelle chaleur ne donne plus le même phénomène ſur celui qui l'a déjà préſenté.

Une chaleur forte fait fondre ce ſel en un verre tranſparent & uniforme ; ce verre adhère aux creuſets. On peut fondre un quart de ſon poids de quartz fin avec le fluate calcaire ; c'eſt pour cela qu'il eſt employé comme fondant dans les mines.

Le fluate calcaire n'eſt point altérable à l'air, ni diſſoluble dans l'eau.

Il ſert de fondant aux matières terreuſes & ſalino-terreuſes. Les alcalis fixes purs ne peuvent le décompoſer, parceque la chaux a plus d'affinité avec ſon acide que n'en ont ces ſels, ſuivant Bergman.

L'acide

L'acide ſulfurique concentré en dégage l'acide fluorique, & c'eſt le moyen dont on ſe ſert ordinairement pour obtenir cet acide. On met dans une cornue de verre une partie de fluate calcaire en poudre, avec trois parties d'acide ſulfurique; le mélange s'échauffe peu-à-peu, il ſe produit une efferveſcence, & il ſe dégage des vapeurs d'acide fluorique. Cette diſtillation s'établit ſans chaleur étrangère, & il ſe ſublime dans le récipient une ſubſtance blanche, comme effleurie, & dépoſée par le gaz acide. On donne le feu, & on obtient de l'acide fluorique concentré, qui ſe couvre d'une pellicule terreuſe, épaiſſe, ſemblable à l'efflореſcence blanche dont nous avons parlé, lorſqu'il tombe goutte à goutte dans l'eau qu'on a ſoin de mettre dans le récipient. On peut obtenir cet acide ſous la forme de gaz, lorſqu'on plonge le bec de la cornue ſous une cloche pleine de mercure. Cet acide aériforme eſt tranſparent, & ne laiſſe précipiter la terre qui lui eſt unie que lorſqu'on le met en contact avec de l'eau. On conçoit d'après cela pourquoi l'acide fluorique liquide dépoſe dans le ballon des croûtes pierreuſes, puiſqu'il ne peut les tenir en diſſolution toutes les fois qu'il eſt combiné avec l'eau. Nous avons vu que cette terre qui eſt de nature ſilicée appartient aux vaſes de verre que l'acide fluorique

corrode, & qu'elle n'eſt point le produit de la combinaiſon de l'acide avec l'eau, comme l'avoit d'abord penſé Schéele. Lorſque la diſtillation eſt finie, on obſerve que le réſidu eſt dur, blanc ou rougeâtre, par plaques, & que la cornue eſt trouée ou corrodée très-ſenſiblement. Cette obſervation n'avoit point échappé à Margraf; & ſi l'on examine par les différens moyens la nature du réſidu, on reconnoît que c'eſt du ſulfate calcaire mêlé à de la ſilice, ſouvent même à de l'alumine & à un peu de magnéſie. Ces deux dernières ſubſtances ſemblent, ainſi que le fer, n'être qu'accidentelles dans le fluate calcaire. La croûte dépoſée par l'acide fluorique eſt de nature ſilicée, puiſqu'elle n'eſt ni fuſible, ni diſſoluble dans les acides, & puiſqu'avec les alcalis fixes elles ſe fondent en verre blanc & durable. Les détails de cette expérience font voir qu'il eſt impoſſible de diſtiller une grande quantité de cet acide; j'ai eſſayé pluſieurs fois d'opérer ſur une livre de fluate calcaire, pour obtenir une bonne quantité d'acide fluorique, & n'ayant jamais trouvé de cornue capable de réſiſter à cet agent corroſif, j'ai été obligé de renoncer entièrement à cette diſtillation.

L'acide nitrique décompoſe le fluate calcaire, mais avec des phénomènes très-différens, ſui-

vant M. Boullanger, puiſqu'on n'obſerve point de croûte dans cette opération, comme dans celle qui eſt faite avec l'acide ſulfurique. On n'a point encore bien examiné les détails de cette expérience.

L'acide muriatique ſépare également l'acide fluorique, ſuivant Schéele; mais il n'a point inſiſté ſur les phénomènes de cette décompoſition.

On ne connoît point encore l'action du plus grand nombre des ſels neutres ſur le fluate calcaire. On ſait ſeulement que les carbonates de potaſſe & de ſoude le décompoſent à l'aide d'une double affinité, tandis que les alcalis fixes cauſtiques ne le décompoſent pas. En fondant une partie de ce fluate, avec quatre parties de carbonate & de potaſſe, & en jettant ce mélange fondu dans l'eau, il ſe précipite du carbonate de chaux formé par l'acide carbonique uni à la chaux du fluate calcaire, & la liqueur contient du fluate de potaſſe qu'on peut obtenir ſous forme de gelée par l'évaporation. Ce procédé répété avec le carbonate de ſoude fournit également du carbonate de chaux & du fluate de ſoude que l'on obtient criſtalliſé en évaporant la liqueur.

Le fluate calcaire n'eſt d'uſage que dans quelques pays de mines, où on l'emploie comme

un très-bon fondant. On pourroit aussi s'en servir au même usage dans les travaux docimastiques.

Sorte VI. CARBONATE DE CHAUX OU CRAIE; MATIÈRES CALCAIRES EN GÉNÉRAL

Le spath calcaire, le marbre, la craie, & tout ce qu'on appelle en général matière calcaire, est un sel neutre formé par l'union de l'acide carbonique avec la chaux : il faut donc appeler ce sel *carbonate de chaux* ou *carbonate calcaire*. Cette substance a été mise au rang des pierres par les naturalistes, parce qu'ils ne lui avoient reconnu aucune propriété saline. Cependant nous verrons qu'elle a une sorte de saveur, qu'elle est dissoluble dans l'eau, qu'elle peut être décomposée, & qu'elle fournit dans son analyse une grande quantité d'acide carbonique, & la substance salino-terreuse que nous avons connue sous le nom de chaux. Comme le spath calcaire est la dernière modification d'une matière très-variée dans sa forme, & qui passe par beaucoup d'états differens avant d'être régulièrement crisstallisée, il est nécessaire de considérer en général les substances calcaires, ou crétacées (1).

(1) Je crois qu'on devroit appeller *crétacées* toutes les substances que l'on désigne ordinairement en histoire naturelle par le nom de *calcaires* ; en effet, le premier mo-

Aucune partie de l'histoire naturelle n'offre un champ plus vaste à parcourir, un ensemble plus complet de connoissances positives que celle des matières calcaires. Une longue observation qui ne s'est jamais démentie, & sur-tout la possibilité de suivre pas à pas la marche de la nature dans la formation de ces matières, ont appris que le sein des mers est le laboratoire où elles sont sans cesse travaillées. Parmi le grand nombre d'animaux que ces immenses amas d'eaux nourrissent, il en est plusieurs classes dont les individus, multipliés presqu'à l'infini, semblent destinés à ajouter à la masse de notre globe. Tels sont les vers à coquille, les madrépores, les lithophites, dont les parties solides, examinées par l'art du chimiste, quelque temps après qu'ils ont cessé de vivre, présentent

---

indique la combinaison saline neutre formée par la chaux & l'acide carbonique, c'est-à-dire, la craie, *creta*; le second appartient en propre à la chaux, *calx*, qui fait la base de ce sel. L'expression *matière ou terre calcaire* devroit donc être réservée pour la chaux vive, & celle de *matière craieuse* ou *crétacée* distingueroit la combinaison de la chaux avec l'acide de la craie; mais on ne peut pas se flatter de faire adopter de sitôt ces deux expressions qui ont toujours été synonimes, quoiqu'elles dussent être appliquées à des substances vraiment différentes, & quoiqu'elles fussent susceptibles d'enrichir notre langue.

tous les caractères de substances calcaires. C'est la base de ces espèces de squelettes marins qui produit, par leur entassement successif, les montagnes entièrement formées de ces matières. Quoiqu'il y ait bien loin de l'état naturel de ces être animés, jusqu'à la cristallisation du spath calcaire, quoiqu'il soit difficile d'appercevoir au premier coup-d'œil la différence étonnante qui existe entre la substance molle & pulpeuse de ces animaux vivans, & la dureté de ces masses pierreuses qu'ils forment avec le temps, & qui sont destinées à donner de la solidité à nos édifices les plus durables, il est cependant possible de se former une idée des nuances d'altération par lesquels ils passent pour se confondre avec les corps minéraux. Voici comment on peut concevoir ces dégradations depuis l'organisation animale agissante, jusqu'au dépôt régulier qui forme peu-à-peu le carbonate de chaux transparent & cristallisé, c'est-à-dire le spath calcaire.

Les eaux de la mer, en se balançant suivant les loix d'un mouvement qui nous est encore inconnu, se déplacent insensiblement, & changent de lit. Elles quittent un rivage qui s'aggrandit peu-à-peu pour s'avançer sur une terre dont l'étendue diminue en même proportion. Ce fait est démontré dans la savante théorie

de la terre de Buffon. A mesure que les eaux abandonnent une partie de leur lit, elles laissent à découvert des fonds sur lesquels leurs mouvemens variés, & si bien appréciés par l'homme célèbre que nous venons de citer, ont formé des couches, par le dépôt successif des parties solides, ou des squelettes des animaux marins. Ces couches sont presqu'entièrement remplies de coquilles, dont la putréfaction détruit bientôt le gluten animal, & qui alors ayant perdu leurs couleurs, le poli de leur surface interne, & sur-tout leur consistance, sont devenues friables, terreuses, & ont passé à l'état de fossiles; delà la production des terres coquillières & des pierres de la même nature.

Ces pierres, usées par les eaux, perdent peu-à-peu la forme organique, deviennent de plus en plus friables, & forment bientôt une matière d'un grain peu cohérent, & que l'on appelle *craie*. Lorsqu'une pierre coquillière a acquis assez de dureté pour être susceptible de poli, & que les coquilles qui la composent ont pris diverses couleurs, en conservant leur organisation, elle constitue alors les *lumachelles*. Si les traces de l'organisation sont tout-à-fait détruites, si la pierre est dure, susceptible de poli, on la connoît sous le nom de *marbre*. L'eau chargée de craie la dépose sur tous les corps sur lesquels

elle coule, & forme les *incruſtations*. Lorſqu'elle ſe ſiltre à travers les voûtes des cavités ſouterraines, elle produit des dépôts blancs, opaques, formés de couches concentriques, dont l'enſemble eſt conique & ſemblable à des culs-de-lampes; ce ſont les *ſtalactites*. Si ces dernières, réunies en grande maſſe, & rempliſſant des cavernes, ſéjournent pendant long-temps dans la terre, elles acquièrent une dureté conſidérable, & donnent naiſſance à l'*albâtre*. Enfin lorſque l'eau, qui tient une craie très-fine & très atténuée en diſſolution, pénètre lentement des cavités pierreuſes, elle dépoſera cette ſubſtance, pour ainſi dire, molécule à molécule, & ces petits corps ſe rapprochant par les ſurfaces qui ſe conviendront le mieux, prendront un arrangement ſymmétrique & régulier, & formeront des criſtaux durs, tranſparens, ſemblables à ceux des matières ſalines; on les déſigne ſous le nom de *ſpaths calcaires*. C'eſt-là le dernier degré d'atténuation de la craie, l'état où elle eſt le plus éloignée de ſon origine animale, & dans lequel elle reſſemble le plus à un véritable ſel.

Ces paſſages ſi variés & ſi nombreux de la ſubſtance crétacée, dont la conſidération fournit de ſi grandes vues au naturaliſte, ſur l'antiquité du globe, ſur ſes altérations, ſur l'empire

du règne animal, qui conſtitue une grande partie de ſa ſurface & de ſes couches externes, ne préſentent cependant aux yeux du chimiſte qu'une ſeule matière ſemblable à elle-même, un ſeul & unique ſel neutre, formé de chaux & d'acide carbonique. Nous allons le conſidérer ſous ce double point de vue.

§. I. *Hiſtoire naturelle des ſubſtances calcaires* (1).

Avant d'entrer dans le detail des matières calcaires, il eſt bon de jetter un coup-d'œil général ſur leur diſpoſition dans le globe. Ces ſuſtances forment des couches plus ou moins étendues, horiſontales ou inclinées, qui portent manifeſtement l'empreinte de l'action des eaux. Ces couches compoſent des montagnes entières, des collines, &c. & forment une grande partie de l'écorce du globe. Elles atteſtent que les eaux de la mer ont recouvert notre terre, & y ont dépoſé une immenſe quantité de dépouilles

---

(1) Quoique dans l'hiſtoire des terres & des pierres, nous ayons déjà préſenté des diviſions méthodiques des matières calcaires rangées ordinairement dans cette claſſe par les naturaliſtes, nous croyons devoir offrir dans cet article de nouvelles diviſions ſur ces matières, parce qu'elles ſont relatives à d'autres conſidérations que celles qui ont guidé les méthodiſtes dans leurs travaux.

de ses habitans. Les eaux, en se filtrant à travers ces masses calcaires, en entraînent des portions & vont les distribuer plus profondément dans les cavités souterraines, sous les différentes formes que nous allons examiner. Leurs caractères généraux donnés par les naturalistes, & très-propres à les faire distinguer, sont tirés de deux propriétés remarquables; elles n'étincèlent point sous le briquet, & elles font effervescence avec les acides. Comme d'après ce que nous avons dit, la forme de ces matières calcaires est assez multipliée, il est indispensable de les diviser en plusieurs genres. Nous en reconnoissons six (1).

Genre I. *Terres et Pierres coquillieres.*

Ces substances ont été rangées parmi les pierres, parce qu'elles n'ont ni saveur, ni dissolubilité apparentes; mais leur analyse démontre qu'elles sont véritablement salines, ainsi que

(1) On sera peut-être étonné de trouver de nouvelles divisions de genres dans l'histoire d'une *sorte* de sel; mais on doit observer que ces genres ne sont que relatifs à l'histoire naturelle, & qu'ils doivent en effet être rapportés à l'espèce de sel neutre dont nous examinons les propriétés chimiques.

tous les autres genres ſuivans. On les reconnoît à la forme organique ; ſouvent les coquilles y ſont encore tout entières, & la pierre n'eſt qu'un amas de ces corps organiſés ; quelquefois même elles ont conſervé une partie de leurs couleurs. Il arrive auſſi qu'on trouve de ces animaux, dont les analogues n'exiſtent plus vivans dans l'intérieur des mers, tels que pluſieurs eſpèces de cornes d'Ammon & de Nautiles en général. Il exiſte au contraire en Europe & en France des coquilles foſſiles dont on connoît les individus analogues vivans en Amérique. Quelques naturaliſtes ont fait des diviſions très-étendues des coquilles foſſiles ; mais comme elles ſont ſemblables à celles de ces animaux vivans, nous en traiterons ailleurs. Il exiſte auſſi parmi les débris foſſiles des animaux marins, des corps dont la forme & l'organiſation ne peuvent être en aucune manière rapportées à aucun habitant connu de la mer. Quoique nous n'ayons point encore d'Ouvrage complet ſur les animaux foſſiles, & quoique cette partie de l'Hiſtoire Naturelle n'ait pas été traitée avec autant de ſoin & de préciſion que la minéralogie, les deſcriptions d'un aſſez grand nombre de ces corps ſuffiſent pour prouver qu'il a exiſté dans les mers des animaux dont l'eſpèce a été détruite.

Lorſque les corps foſſiles calcaires paroiſſent

manifestement avoir appartenu à des animaux connus, on leur donne alors un nom relatif à leur origine, & formé ordinairement de celui de la classe d'animaux à laquelle ils appartiennent, en ajoutant un mot qui désigne leur état pierreux, tel est celui de madréporites, &c. mais il faut observer que les os de l'homme, des quadrupèdes, des oiseaux, des poissons qui ont été enfouis dans la terre, & qu'on connoît aussi sous le nom de fossiles, ne sont point de nature crétacée; ils conservent leur caractère de phosphate calcaire; ainsi, les ornitholithes, les ichthyolithes, &c. ne doivent point être rangées parmi les substances crétacées.

Dans la description des substances organiques fossiles dont on ne connoît pas l'origine, on leur a donné des noms particuliers pris de leur forme. Telles sont les pierres *judaïques*, que quelques personnes croient être des pointes d'oursins; les pierres *numismales* ou *liards de Saint-Pierre*, semblables à des pieces de monnoie, & qui ne paroissent être que des petites cornes d'Ammon appliquées les unes sur les autres; le *bézoard fossile*, espèces de masse arrondie ou de concrétion par couches concentriques; le *ludus Helmontii*, dont les aéroles semblent avoir été formées par la retraite & le desséchement d'une matière terreuse, molle, & remplies par de la

terre calcaire ; les *trochites*, *entroques* & *aſtroïtes* qui proviennent d'un zoophyte nommé *palmier-marin* ; les *piſolites*, *oolites* ou *méconites*, que l'on croit être des œufs de poiſſons ou d'inſectes pétrifiés, mais dont la véritable origine eſt inconnue.

Comme on rapportoit auſſi à ce genre de pierres vraiment calcaires toutes les ſubſtances pétrifiées, à quelques animaux qu'elles euſſent appartenu, on connoît en hiſtoire naturelle des *gammarolites*, des *cancrites*, des *entomolites*, des *amphibiolites*, *des zoolites*, des *antropolites*. Mais depuis les nouvelles découvertes ſur les os, ces matières ne doivent plus être rapportées à la craie, ainſi que nous l'avons déjà expoſé ; il en eſt de même des *gloſſopètres* ou *dents de requins pétrifiées*, de l'*ivoire* ou *unicornu foſſile*, qui vient des dents d'éléphans ; des *turquoiſes* ou *des os colorés en vert & en bleu* ; des *crapaudines*, pierres griſes ou jaunâtres & creuſes, qui, d'après Juſſieu, ſont les couronnes des dents molaires du poiſſon du Bréſil, appellé *Grondeur* ; & des *yeux de ſerpens* qui appartiennent, ſuivant ce naturaliſte, aux dents inciſives du même poiſſon.

D'après ces détails, ce genre peut-être réduit a deux ſortes ſous leſquelles on pourra comprendre toutes les variétes poſſibles.

Sortes.

1. Coquilles entières ou fossiles.

On y distingue différentes nuances d'altérations, pour les couleurs, le brillant, la dureté, &c. Il faut y comprendre les madrépores & toutes les habitations calcaires de polypes dans l'état de fossiles.

2. Falun ou cron.

Coquilles brisées & sous la forme de terre: le sol d'une partie de la Touraine & de plusieurs autres provinces de la France est entièrement de cette nature. On emploie ces terres comme un très-bon engrais.

Genre II. *Terres et Pierres calcaires.*

Elles sont formées par les matières du premier genre usées & déposées par les eaux. On les trouve disposées par couches ou par bancs dans l'intérieur de la terre. Nous suivons M. Daubenton dans la distinction des différentes sortes.

Sortes.

1. Terre calcaire compacte; *craie.*

Elle varie par la couleur & la finesse du grain; on l'emploie à beaucoup d'usages domestiques.

2. Terre calcaire spongieuse; *moëlle de pierre.*

Sortes.

3. Terre calcaire en poudre ; *farine foſſile.*

4. Terre calcaire en bouillie ; *lait de lune.*

5 Terre calcaire molle ; *tuf.*

Il durcit & blanchit en ſe ſéchant.

6. Pierre calcaire à gros grains.

Celle d'Arcueil en fournit un exemple. On y trouve des coquilles à demi-briſées.

7. Pierre calcaire à grain fin.

La pierre de Tonnerre en eſt une variété.

Sans entrer dans des détails inutiles, on conçoit que la couleur, la dureté & les uſages divers auxquels on emploie ces terres & ces pierres donnent un grand nombre de variétés qu'on connoît ſous différens noms. En général elles ſervent à faire de la chaux, à la conſtruction des édifices, &c. &c.

Genre I. I. I. *MARBRE*

Les marbres différent des pierres calcaires proprement dites, par leur dureté un peu plus conſidérable. Comme elles, ils n'étincèlent pas ſous le briquet, ils font efferveſcence avec les acides, & leur caſſure eſt grenue. Mais leur grain eſt beaucoup plus fin & plus ſerré ; leurs couleurs ſont plus brillantes, & ils prennent un plus beau poli. Tout le monde connoît les uſages du marbre dans la ſculpture, l'architecture, &c.

On l'emploie aussi dans quelques pays pour faire de la chaux.

Sortes.

1. Lumachelle.

Ce nom a été donné par les italiens à une espèce de marbre formé par des coquilles agglutinées.

2. Brèche.

C'est un marbre composé de petites masses arrondies, liées par un ciment de même nature.

3. Marbre proprement dit.

On n'y trouve ni les coquilles des lumachelles, ni la composition en masses arrondies des brèches; ses taches sont irrégulières : il est souvent veiné. M. Daubenton divise les marbres par le nombre & la combinaison des couleurs, en comprenant sous la même dénomination les lumachelles & les brèches.

1°. En marbre de six couleurs : ex. blanc, gris, vert, jaune, rouge & noir; marbre de Wirtemberg.

2°. En marbre de deux couleurs : ex. blanc, gris; marbre de Carare.

3°. En marbre de trois couleurs : ex. gris, jaune & noir; lumachelle.

4°. En marbre de quatre couleurs : ex. blanc, gris, jaune, rouge; brocatelle d'Espagne.

5°. En marbre de cinq couleurs : ex. blanc, gris,

Sortes.

gris, jaune, rouge, noir; brèche de la vieille Caſtille.

4. Marbre figuré.

Il repréſente des ruines comme le marbre de Florence, ou des herbes comme celui de Heſſe.

On obſervera que les couleurs du marbre dépendent preſque toujours du fer qui a été interpoſé entre ſes grains; cette ſubſtance, quoique ſuſceptible d'un aſſez beau poli, eſt très-poreuſe; tout le monde ſait qu'il ſe tache très-facilement; c'eſt ſur cette propriété qu'eſt fondé l'art d'y deſſiner des fleurs, & de les teindre de beaucoup de couleurs variées.

Souvent le marbre eſt mêlé de quelques fragmens de pierre dure, telles que le quartz, le ſilex; alors la partie qui contient ces fragmens fait feu avec le briquet; j'ai trouvé fréquemment ce caractère dans pluſieurs eſpèces de marbre noir.

Genre IV. *Concrétions.*

Les concrétions ſont formées irréguliérement, par un dépôt plus ou moins lent, de la matière calcaire chariée par les eaux, à la ſurface d'un corps quelconque. Elles ne ſont point diſpoſées

par grandes couches, mais par fragmens en maſſes d'abord iſolées, qui peu-à-peu ſe rapprochent & ſe confondent en augmentant d'étendue.

Sortes.

1. Incruſtations.

Les eaux très-chargées de craie les dépoſent à la ſurface de tous les corps ſur leſquels elles coulent; les incruſtations peuvent donc avoir toutes les formes poſſibles, ſuivant les ſubſtances qui leur ont ſervi de noyaux. Telles ſont celles des eaux d'Arcueil; telle eſt l'oſtéocolle, &c.

2. Stalactites.

Elles ſont formées lentement & par couches concentriques, dépoſées par les eaux, aux voûtes des cavernes, &c. Elles diffèrent entr'elles par la groſſeur, la tranſparence ou l'opacité, le grain, la couleur, la forme. Elles ſont en général pyramidales & creuſes. Le *flos-ferri* eſt la plus pure de toutes. Lorſqu'elles ſont collées le long des parois des cavités ſouterreines, on les nomme *congèlations :* dépoſées ſur le ſol, elles portent le nom de *ſtalagmites*.

3. Albâtre.

L'albâtre paroît formé par les ſtalactites les plus pures, enfouies pendant long-tems. Il eſt moins dur que le marbre; lorſqu'il eſt poli, ſa ſurface paroît graſſe & huileuſe. Il eſt manifeſtement compoſé de couches qui ont différentes di-

rections. Il a toujours une transſparence, plus ou moins grande, qui le diſtingue des marbres; mais elle n'égale jamais celle de quelques ſpaths. L'albâtre a d'ailleurs tous les caractères des pierres calcaires. On en fait des vaſes & des ſtatues. On peut en diſtinguer beaucoup de variétés.

Variétés.

1. Albâtre oriental.

C'eſt le plus tranſparent & le plus dur.

2. Albâtre occidental.

Il eſt moins beau & moins pur que le précédent.

3. Albâtre taché de différentes couleurs.

4. Albâtre ondé.

On l'appelle auſſi albâtre d'agate.

5. Albâtre fleuri.

Il préſente des eſpèces d'herboriſations.

Genre V. *SPATH CALCAIRE.*

Le ſpath calcaire diffère des quatre genres précédens par ſa forme le plus ſouvent régulière, & ſur-tout par ſa caſſure. Il eſt formé de lames appliquées les unes ſur les autres, & très-apparentes dans ſa fracture. Il s'égrène par le contact du briquet.

Sortes.

1. Spath calcaire opaque.

Il eſt blanc ou coloré de diverſes manières ; il eſt ordinairement formé de lames rhomboïdales.

2. Spath calcaire rhomboïdal obtus ; cryſtal d'Iſlande.

Il double les objets. C'eſt ſouvent un fragment artificiel.

3. Spath calcaire lenticulaire.

M. Romé de Liſle le croit une variété du ſpath priſmatique hexaèdre, terminé par deux pyramides triangulaires obtuſes, placées en ſens contraire. Mais c'eſt réellement la variété précédente arrondie dans ſes angles ſolides.

4. Spath calcaire priſmatique ſans pyramides.

Ce ſont des priſmes hexaèdres purs, dont les pans ſont égaux ou inégaux, & dont quelquefois les angles ſont coupés, de ſorte qu'ils forment des priſmes à douze faces ; ce qui donne trois variétés.

5. Spath calcaire en priſmes terminés par deux pyramides.

Il y a un aſſez grand nombre de variétés de ce ſpath. Quelques-unes ſont des priſmes à ſix pans, terminés par des pyramides hexaèdres, ou entières, ou incomplettes. D'autres préſentent, à

Sortes.

l'extrémité des mêmes prismes à six pans, des pyramides trièdres, entières ou incomplettes, ou des sommets dièdres. Enfin, il en est dont les prismes quadrangulaires sont terminés par des sommets dièdres. On y compte, lorsqu'il est régulier, 18 facettes trapézoïdes.

6. Spath calcaire pyramidal, ou à douze triangles.

Celui-ci est formé d'une ou de deux pyramides réunies sans prisme intermédiaire. La forme hexaèdre ou triangulaire de ces pyramides, l'inégalité de leurs faces, leurs angles souvent tronqués établissent un grand nombre de variétés (1).

---

(1) Si l'on veut prendre une idée des variétés de forme que l'on peut distinguer dans les spaths, & du grand nombre d'espèces que l'on pourroit en faire, si l'on avoit égard à ces nuances de forme, on peut consulter l'Ouvrage anglois de M. Hill, qui a pour titre : *The History of fossils, containing the history of metals, and gems, &c. London*, 1748, *in-fol. cum tab. æneis.* M. Romé de Lisle en a donné un extrait dans la première édition de sa Crystallographie, page 131 & suiv. page 191 & suiv. relativement au spath calcaire & au crystal de roche. Il démontre que la méthode de M. Hill est défectueuse, embarrassante, &c.

Sortes.

7. Spath calcaire dodécaèdre.

Cette variété est formée de douze faces pentagones striées en sens inverse : quand il est petit, on le nomme spath en tête de clous.

8. Spath calcaire en stries.

C'est un amas de longs prismes rassemblés en faisceaux, & qui ne présentent point de forme régulière qu'il soit possible de déterminer. Le *lapis suillus* des Suédois appartient à cette sorte.

§. II. *Propriétés chimiques du carbonate calcaire.*

Comme les propriétés chimiques tiennent à la combinaison ou aux principes des corps, il faut donner à ceux-ci des noms qui expriment leur nature; d'après cette considération, les diverses matières calcaires que nous avons désignées doivent être confondues chimiquement sous la dénomination de carbonate calcaire : c'est sur le spath calcaire le plus transparent ou sur le marbre blanc pur, que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux.

Pour soumettre du carbonate calcaire à l'analyse, il faut en détruire l'aggrégation en le réduisant en poudre. Sous cette forme, il est blanc & opaque; il n'a pas de saveur marquée, cependant il resserre un peu les fibres du palais &

de la langue, lorſqu'on le tient pendant quelque tems dans la bouche.

Ce ſel terreux, expoſé à l'action du feu, perd ſon acide & ſon eau de criſtalliſation. Si on le chauffe bruſquement, il décrépite & perd ſa tranſparence. En le diſtillant dans une cornue, on en retire de l'eau & beaucoup d'acide carbonique gazeux ; mais il faut une chaleur conſidérable pour dégager ce dernier. Après cette opération, la matière calcaire eſt réduite à l'état de chaux vive ; on peut réformer ce ſel en combinant cette dernière avec l'acide qu'on a obtenu de ſa décompoſition. La diſtillation de la craie, qui ne diffère du ſpath calcaire que par ſon peu de cohérence & ſon opacité, a été faite par M. Jacquin. M. de la Rochefoucauld, qui l'a répétée avec beaucoup de ſoin, a obſervé que les cornues de grès laiſſoient échapper une partie de l'acide carbonique aériforme. M. Prieſtley a conſtaté ce fait par pluſieurs expériences très-exactes. On peut ſe ſervir d'une cornue de fer, ou d'un canon de fuſil, mais on obtient toujours un peu de gaz inflammable ou hydrogène produit par l'action de l'eau contenue dans la craie ſur le fer.

Le carbonate calcaire, expoſé à un grand feu dans des creuſets d'argile, eſt ſuſceptible de ſe

fondre en verre autour des parois de ce vaiſſeau. M. d'Arcet en a fondu pluſieurs ſortes en un verre tranſparent marqué de quelques taches ; mais comme Macquer a obſervé que ce ſel terreux n'a point été fondu au foyer de la lentille de M. de Trudaine, on ne peut douter que la fuſion obtenue par M. d'Arcet ne fût due à l'argile des creuſets.

Le carbonate calcaire n'eſt point altérable par l'air pur. Mais le contact de l'atmoſphère humide, joint aux rayons du ſoleil, lui fait perdre ſa tranſparence, & la cohéſion de ſes lames. Sa ſurface prend les couleurs de l'iris, s'obſcurcit & ſe délite peu-à-peu.

Il ne paroît pas diſſoluble dans l'eau. La craie, que l'art ne parvient pas plus à diſſoudre dans ce fluide pur que le carbonate calcaire, eſt cependant tenue en diſſolution par les eaux qui coulent à travers ces ſubſtances ; quelques-unes même en contiennent une quantité notable. Telles ſont celles d'Arcueil aux environs de Paris ; elles ſont chargées d'une aſſez grande quantité de craie pour incruſter, en quelques mois, les corps plongés dans les canaux qu'elles parcourent. Les eaux des bains de Saint-Philippe en Italie ſont tellement chargées de cette ſubſtance, qu'elles en dépoſent des couches de près d'un demi-pouce d'épaiſſeur dans l'eſpace de

quelques jours. On profite de cette propriété pour y former des tableaux & des figures ; on y plonge des moules creux à la ſurface intérieure deſquels ces eaux dépoſent la craie qu'elles contiennent.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques ſubſtances terreuſes & pierreuſes ; mêlé avec la terre ſilicée, il la fait entrer en fuſion, lorſque cette dernière eſt dans la proportion d'un tiers ou d'un quart.

Ce ſel, mêlé par la nature avec une terre argileuſe, forme une matière terreuſe, mixte, que les naturaliſtes & les cultivateurs déſignent ſous le nom de *marne.* Cette ſubſtance, qui offre un grand nombre de variétés différentes par la couleur, la denſité, &c. ſe fond à un grand feu en un verre d'un jaune verdâtre ; on l'emploie avec beaucoup de ſuccès pour ameublir les terres & pour les fertiliſer.

La baryte & la magnéſie n'ont aucune action ſur le carbonate calcaire par la voie humide ; l'acide carbonique adhère plus fortement à la chaux qu'à ces deux ſubſtances ſalino-terreuſes ; mais le carbonate calcaire, traité au feu avec ces terres alcalines, forme avec elles des combinaiſons vitreuſes. M. Achard a fait une grande ſuite d'expériences ſur tous ces mélanges par la vitrifica-

tion ; les détails en ſont conſignés dans le Journal de Phyſique.

Les alcalis fixes & l'ammoniaque n'altèrent point le carbonate calcaire, parce que l'acide carbonique a plus d'affinité avec la chaux que n'en ont ces ſels.

Les acides ſulfurique, nitrique, muriatique & fluorique le décompoſent en lui enlevant ſa baſe, & en dégageant l'acide carbonique. Si l'on verſe de l'acide ſulfurique ſur du carbonate calcaire, il s'excite un bouillonnement dû au dégagement de l'acide carbonique ſous la forme gazeuſe. Les naturaliſtes ſe ſervent avec avantage de ce caractère chimique pour diſtinguer toutes les ſubſtances calcaires. On peut faire, à l'aide des acides, une analyſe exacte du carbonate calcaire. Pour cela, on verſe de l'acide ſulfurique ſur ce ſel réduit en poudre. L'efferveſcence violente qui ſe produit dans l'inſtant du mélange indique la ſéparation de l'acide carbonique, que l'on peut obtenir & meſurer en le recevant, à l'aide d'un ſyphon, dans des cloches remplies de mercure. L'efferveſcence eſt accompagnée de froid, à cauſe de la volatiliſation de l'acide. Lorſqu'elle eſt finie, ſi l'on examine la nouvelle combinaiſon, on trouve que c'eſt du ſulfate calcaire, formé par l'acide ſulfurique uni à la chaux, qui faiſoit la baſe du premier ſel.

Des expériences nouvelles ont appris que quelques-uns de ces ſpaths contiennent un peu de magnéſie, & donnent du ſulfate de magnéſie, lorſqu'on les diſſout par l'acide ſulfurique. L'acide nitrique que les naturaliſtes emploient ordinairement dans leurs eſſais produit la même effervefcence ſur le carbonate calcaire; il en dégage l'acide carbonique & forme du nitrate calcaire avec ſa baſe.

L'acide muriatique ſépare de même avec effervefcence violente l'acide du carbonate calcaire, & donne du muriate de chaux en ſe combinant avec ſa baſe.

L'acide fluorique le décompoſe de même, & forme du fluate calcaire avec ſa baſe.

L'acide boracique ne décompoſe point à froid le carbonate calcaire; mais il produit une effervefcence lorſqu'on le fait chauffer en le mêlant avec de la craie en poudre, & en délayant dans ce mélange ſuffiſante quantité d'eau.

L'acide carbonique a la propriété de donner de la ſolubilité au carbonate de chaux ou à toutes les matières calcaires en général. Nous avons déjà vu, à l'article de cet acide, qu'il précipite l'eau de chaux en craie, & qu'il la rediſſout ſi on en ajoute plus qu'il n'en faut pour cette précipitation. L'eau chargée d'acide carbonique qui ſéjourne ſur du carbonate calcaire en

poudre, se charge peu-à-peu d'une certaine quantité de ce sel neutre terreux. Plusieurs eaux contiennent aussi de la craie à la faveur de son acide; mais toutes ces dissolutions sont peu durables. Lorsqu'on les expose à l'air, elles se troublent peu-à-peu, & la craie se précipite à mesure que l'acide carbonique se dissipe. Cet effet est beaucoup plus rapide par l'action de la chaleur; c'est pour cela qu'on emploie avec succès l'ébullition pour corriger les eaux chargées de craie, qui sont dures & crues, sans cette précaution.

Comme c'est presque toujours en raison de l'acide carbonique que les eaux tiennent de la craie en dissolution, on conçoit que ce sel terreux doit se précipiter lorsque l'acide s'évapore; telle est la cause des dépôts calcaires & des incrustations qui se forment dans les fontaines, autour des canaux que l'eau parcourt, ainsi qu'on l'observe pour celles d'Arcueil & des bains de Saint-Philippe en Italie. Lorsque l'histoire naturelle n'étoit point encore éclairée par la chimie, on donnoit le nom de *fontaines pétrifiantes* à celles qui présentoient ces dépôts, & la superstition des peuples les comptoit au nombre des miracles.

Le carbonate calcaire n'a aucune action sur les sels neutres à base d'alcalis fixes. Il décompose les sels ammoniacaux. On obtient d'une part un

ſel calcaire formé par l'acide des ſels ammoniacaux & la chaux, & de l'autre part, du carbonate ammoniacal, réſultant de la combinaiſon de l'acide carbonique avec l'ammoniaque. On fait cette opération en diſtillant dans une cornue de grès un mélange d'une livre de ſel ammoniac & de deux livres de craie, ou bien de ſpath calcaire en poudre. On a ſoin d'employer ces deux ſubſtances bien sèches. On adapte à la cornue un ballon avec une allonge, ou mieux encore une cucurbite de verre ou de grès. On donne le feu par degrès juſqu'à faire rougir le fond de la cornue, & l'on refroidit le récipient avec des linges mouillés, ou un filet d'eau froide dont l'écoulement eſt entretenu pendant toute l'opération. Il paſſe des vapeurs blanches, qui ſe condenſent en criſtaux très-blancs & très-purs ſur les parois du récipient. C'eſt le carbonate ammoniacal : il paroît que c'eſt par ce procédé qu'on le prépare en grand à Londres, d'où il étoit envoyé autrefois dans toute l'Europe, ſous le nom de *ſel volatil d'Angleterre* ; aujourd'hui on fait préparer ce ſel partout. Le réſidu de cette opération eſt du muriate calcaire avec excès de chaux, ordinairement fondu, lorſqu'on a donné un bon coup de feu ſur la fin de l'opération.

Les uſages du ſpath & des matières calcaires

en général ſont fort étendus, ainſi que nous l'avons déjà fait obſerver en traitant de leur hiſtoire naturelle. Mais un des plus importans, eſt la préparation qu'on leur fait ſubir pour les changer en chaux. L'art du chaufournier conſiſte à décompoſer les matières calcaires par l'action du feu, & à leur enlever leur acide. Les pierres chargées de coquilles, les marbres, & la plupart des ſpaths calcaires ſont celles de ces ſubſtances qui donnent la meilleure chaux. Cependant on ſe ſert plus communément, ſur-tout aux environs de Paris, d'une eſpèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme *pierre à chaux.* On arrange ces pierres dans une eſpèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte; on allume ſous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue juſqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, ſans fumée, à environ dix pieds au-deſſus du four, & juſqu'à ce que les pierres ſoient d'une grande blancheur. On commence aujourd'hui à ſe ſervir aux environs de Paris de charbon de terre & de tourbe pour la cuiſſon de la chaux.

Pour que la chaux ſoit bonne, elle doit être dure, ſonore, s'échauffer promptement & fortement avec l'eau, & donner une fumée épaiſſe dans ſon extinction. Si elle n'a pas été aſſez calcinée, elle eſt moins ſonore, & elle ne s'échauffe

que peu & lentement avec l'eau ; ſi elle l'a été trop, elle eſt à demi-vitrifiée ; elle rend, lorſqu'on la frappe, un ſon trop clair ; & elle ne peut plus s'unir facilement avec l'eau. Les chaufourniers la nomment alors *chaux brûlée.* Nous ne parlerons pas des uſages de la chaux, parce que nous en avons traité dans l'hiſtoire de cette ſubſtance pure.

Nous ajouterons ici que le carbonate calcaire qui ſe trouve mêlé en très-petits fragmens avec le ſulfate calcaire ou le gypſe, & qui eſt dépoſé dans les montagnes par grandes couches ordinairement régulières, ſéparées par des bancs de glaiſe & de marne, comme on l'obſerve dans tous les environs de Paris, conſtitue la pierre à plâtre la plus utile pour la bâtiſſe. Quoique nous ayons déjà parlé de cet objet à l'article du ſulfate calcaire, nous croyons devoir y revenir encore ici, & entrer dans un aſſez grand détail, pour ſuppléer à cet égard à ce qui manque dans tous les ouvrages d'hiſtoire naturelle & de chimie.

Nous devons d'abord rappeller que le ſulfate calcaire pur ne donne par la calcination que du plâtre fin, qui ne fait qu'une pâte incohérente avec l'eau, & que l'on emploie pour couler des ſtatues ; tout le monde ſait que cette pâte deſſéchée eſt très-caſſante & n'a aucune tena-

cité, qu'elle se brise au moindre effort; cela dépend de ce que cette matière saline, en reprenant l'eau qu'elle a perdue par la calcination, forme une masse égale & homogène dans toutes ses parties. Il n'en est pas de même du plâtre propre à bâtir. La pierre qui le fournit à Montmartre & dans tous les endroits qui contiennent ce minéral, est une sorte de brèche formée de très-petits crystaux grenus de sulfate de chaux, & de lames très-tenues de carbonate calcaire; on y reconnoît la présence de ce dernier en mettant une goutte d'acide nitrique sur la pierre; il se produit une vive effervescence due au dégagement de l'acide carbonique; en faisant dissoudre un poids donné de pierre à plâtre de Montmartre dans suffisante quantité d'eau-forte, tout le carbonate calcaire est décomposé à mesure que la chaux s'unit à l'acide nitrique, & il ne reste plus que le sulfate calcaire qui est insoluble dans cet acide; on trouve par cette expérience que le carbonate calcaire varie en proportion dans les différentes pierres à plâtre, & que dans la meilleure il fait plus du tiers de sa masse.

Ce point une fois bien démontré sur la nature mélangée de la pierre à plâtre, il est fort aisé de concevoir les phénomènes que présente

le

le plâtre à bâtir dans sa cuisson, dans son extinction & dans son endurcissement. Quand on cuit ce sel terreux, le sulfate calcaire qu'il contient perd son eau de cristallisation & devient friable, le carbonate calcaire perd son acide & passe à l'état de chaux; d'aprés cela le plâtre bien cuit est âcre & alcalin, il verdit le syrop de violettes, il s'échauffe avec les acides sans faire d'effervescence, il perd sa force à l'air, à mesure que la chaux vive qu'il contient s'éteint en attirant l'acide carbonique & l'eau de l'atmosphère; il absorbe l'eau avec chaleur, quand on le gâche; quant à la solidité qu'il prend très-promptement comme tout le monde le sait, cette propriété est l'inverse de celle de la chaux pure, elle est due à ce que la chaux vive ayant d'abord absorbé l'eau qui lui est nécessaire pour son extinction, le sulfate calcaire qui est interposé entre ses molécules en attire une portion, & se cristallisant subitement, produit l'effet du sable ou du ciment dans le mortier, en liant & en accrochant, pour ainsi dire, ensemble les parcelles calcaires.

On connoît enfin, d'après cette théorie, pourquoi le plâtre se conserve bien par la chaleur & la sécheresse, tandis qu'il se détruit & s'enlève promptement par l'humidité. Les deux principes salins & solubles dans

l'eau qui le conſtituent ſont la cauſe de ces phénomènes.

CHAPITRE VIII.

Genre IV. *Sels neutres a base de magnésie ou Sels magnésiens.*

On a déjà vu dans l'hiſtoire des acides que la magnéſie ſe combine très-bien avec ces ſels, & qu'elle forme dans ces combinaiſons des ſels neutres différens de ceux que conſtituent toutes les autres baſes. Ces ſels ne ſont pas encore entiérement connus, & ils n'ont point été l'objet des recherches de beaucoup de chimiſtes. Le célèbre M. Black eſt le premier qui les ait bien diſtingués; on les confondoit avant lui avec les ſels à baſe terreuſe en général.

Les ſels magnéſiens ont des caractères génériques qui les diſtinguent; ils ſont preſque tous amers & ſalés, la plupart criſtalliſent régulièrement quoique difficilement; la plupart ſont très-ſolubles dans l'eau, quelques-uns attirent même l'humidité de l'air; ils ſont plus décompoſables que les ſels ammoniacaux & calcaires, & ils cèdent leurs acides à la baryte, à la chaux, aux deux alcalis fixes, & en partie à

l'ammoniaque ; cette dernière ſubſtance reſte en partie unie aux acides en même-temps que la magnéſie, & forme alors des ſels triples ammoniaco-magnéſiens.

Nous examinerons dans ce chapitre ſix de ces ſels, ſavoir le ſulfate magnéſien ou le ſel d'Epſom, le nitrate magnéſien, le muriate magnéſien, le borate magnéſien, le fluate magnéſien & le carbonate magnéſien.

Sorte I. SULFATE DE MAGNÊSIE OU SEL D'EPSOM.

Le ſel neutre formé par l'acide ſulfurique uni à la magnéſie a été appellé *ſel d'Epſom*, à raiſon du lieu d'où on le tiroit autrefois en plus grande quantité : c'eſt une fontaine d'Angleterre. Il exiſte encore dans les eaux d'Egra, de Sedlitz, de Seydſchutz. Son véritable nom eſt *ſulfate de magnéſie* ou *ſulfate magnéſien.*

Ce ſel a une ſaveur très-amère, auſſi lui a-t-on donné le nom de *ſel cathartique-amer.* Il eſt dans le commerce ſous la forme de très-petites aiguilles terminées par des pyramides fort aigues ; dans cet état il reſſemble aſſez au ſulfate de ſoude ou *ſel de Glauber*, mais ſa ſaveur eſt plus amère, il ne s'effleurit point à l'air, & ſa criſtalliſation eſt bien différente lorſqu'elle eſt très-régulière ; on l'obtient en le laiſſant criſtalliſer ſpontanément ſous la forme

de beaux prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides également quadrangulaires; les faces de ses prismes & de ses pyramides sont lisses & sans canelures, & ses cristaux sont en général plus courts & plus gros que ceux du sulfate de soude; d'ailleurs toutes ses autres propriétés le distinguent de ce sel neutre parfait, comme on va le voir.

Le sulfate de magnésie retient assez d'eau de cristallisation pour être en état d'éprouver, comme le sulfate de soude & le borax, la liquéfaction aqueuse. Il se fond à la plus légère chaleur; il se prend en une masse informe par le refroidissement. Lorsqu'on le laisse sur le feu, après qu'il a éprouvé la liquéfaction aqueuse, il se dessèche en une masse blanche, friable, qui n'est que le sel privé de son eau de cristallisation, & dont la nature n'a point changé. Il faut un feu extrême pour faire éprouver une véritable fusion ignée au sulfate magnésien desséché. Ce sel contient près de la moitié de son poids d'eau de cristallisation.

Macquer & plusieurs chimistes ont dit qu'il s'humecte légèrement à l'air, & que cette propriété peut servir à le faire distinguer du sulfate de soude qui s'y effleurit. Mais Bergman annonce, au contraire, qu'exposé à un air sec, le sulfate magnésien perd d'abord sa transparence, &

ſe réduit à la fin en une poudre blanche ; & il avance que celui qu'on vend en petites aiguilles eſt humide & déliqueſcent à cauſe du muriate de magnéſie qu'il contient. M. Butini, citoyen de Genéve, à qui l'on doit de fort bonnes recherches ſur la magnéſie, dit avoir trouvé dans le ſel d'Epſom d'Angleterre du ſulfate de ſoude ou ſel de Glauber, auquel on pourroit attribuer cette efflореſcence ; mais le ſulfate de magnéſie bien purifié quoique perdant un peu de ſa tranſparence à l'air, n'eſt point à beaucoup près efflореſcent comme le ſulfate de ſoude, qui ſe réduit entièrement en pouſſière au bout d'un certain tems.

Le ſulfate de magnéſie eſt ſi diſſoluble dans l'eau, qu'il ne demande pas deux parties de ce fluide froid pour être tenu en diſſolution, & que l'eau chaude peut en diſſoudre près du double de ſon poids. Il ſe criſtalliſe par le refroidiſſement ; mais pour l'avoir très-régulier, il faut laiſſer évaporer ſpontanément une diſſolution de ce ſel faite à froid.

Ce ſel n'éprouve aucune altération de la part des terres ſilicée & alumineuſe.

La baryte le décompoſe parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide ſulfurique que n'en a la magnéſie.

La chaux le décompoſe par la même raiſon.

Si l'on met un peu de sulfate de magnésie dans de l'eau de chaux, ou si l'on verse cette dernière dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité dû à la magnésie & au sulfate calcaire. Cette précipitation est un caractère sûr pour distinguer le sulfate magnésien de celui de soude.

Les alcalis fixes purs décomposent aussi le sulfate de magnésie. L'ammoniaque caustique ayant la même propriété, tandis qu'elle ne décompose pas le sulfate calcaire, il est démontré que ce sel a plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a la magnésie, & qu'il en a moins que la chaux; il peut donc servir à faire distinguer dans les eaux la présence du sulfate magnésien. C'est ainsi qu'on obtient par l'ammoniaque caustique la magnésie pure, dont nous avons fait l'histoire au commencement des matières salines. Bergman a vu cependant que l'ammoniaque ne précipite point complétement la magnésie du sel d'Epsom, & qu'il y a une partie de ce sel qui reste sans décomposition. La liqueur après ce mélange tient en dissolution du sulfate ammoniacal & du sulfate magnésien; les chimistes ont découvert que ces deux sels forment ensemble une espèce de sel triple, ou composé d'un acide & de deux bases; mais pour éviter l'erreur, remarquons que quoique ces sels se trouvent

dans la même eau, l'un est formé par l'acide sulfurique uni à l'ammoniaque, & l'autre par le même acide combiné avec la magnésie; tous les deux ont une portion différente d'acide, & ce n'est pas la même qui adhère en même-tems aux deux bases; mais ces deux sulfates ont une assez forte attraction l'un pour l'autre, ils se cristallisent ensemble, & c'est cette union opérée par la cristallisation qu'on peut appeler *sel triple ou sulfate ammoniaco-magnésien*.

On ne connoît pas encore bien l'action du sulfate magnésien sur les sels neutres à base d'alcalis fixes & d'ammoniaque. Il est probable qu'il décomposeroit les sels nitriques & muriatiques de ces deux genres par une double affinité.

M. Quatremère Dijonval assure dans une lettre à M. de Morveau, (Journal de physique, mai 1780, vol. XVII, pag. 391,) que lorsqu'on unit une dissolution de sulfate de magnésie avec une dissolution de sulfate ammoniacal, il s'opère une précipitation totale du premier sel sans décomposition; celui-ci, dit-il, tombe au fond du verre sous la forme de cristaux assez gros, qu'on peut reconnoître par la saveur, &c. Il attribue cet effet à ce que le sulfate ammoniacal est susceptible de s'emparer de l'eau du sulfate de magnésie, qu'il croit être très-cristallisable.

Mais c'eſt une erreur, puiſque le ſel criſtalliſé dans cette opération eſt un vrai ſel triple ou ſulfate ammoniaco-magnéſien, comme je m'en ſuis aſſuré par l'expérience.

Quant aux ſels carboniques, il eſt certain que le ſulfate magnéſien les décompoſe, & qu'il eſt décompoſé par eux. Lorſqu'on verſe une diſſolution de carbonate de potaſſe ou de ſoude dans une diſſolution de ſulfate de magnéſie, il y a alors double décompoſition & double combinaiſon. L'acide ſulfurique du ſel d'Epſom s'unit aux alcalis fixes, l'acide carbonique qui ſe ſépare de ces derniers ſe reporte ſur la magnéſie, & forme avec elle un ſel neutre, connu ſous le nom de *magnéſie douce ou efferveſcente*, & que nous nommerons *carbonate de magnéſie*. C'eſt par ce procédé que l'on prépare la magnéſie douce dont on fait uſage en médecine, comme d'un très-bon purgatif. Nous décrirons très en détail cette opération à la fin de ce chapitre.

Une diſſolution de ſulfate de chaux, mêlée avec une diſſolution de ſulfalte de magnéſie, offre la précipitation de ce dernier, ſuivant M. Dijonval, quoique ce phénomène ſoit peu ſenſible à cauſe de la petite quantité de ſulfate calcaire tenue en diſſolution. Le nitrate & le muriate calcaires décompoſent auſſi le ſulfate

de magnésie, & sont décomposés en même-tems par ce sel ; mais nous ne croyons pas que l'on puisse en conclure, avec M. Dijonval, que les acides nitrique & muriatique ont plus d'affinité avec la magnésie, que n'en a l'acide sulfurique, puisque dans ces expériences on doit nécessairement tenir compte des attractions électives doubles.

Bergman dit que le quintal de sulfate de magnésie cristallisé contient dix-neuf parties de magnésie pure, trente-trois d'acide sulfurique, & quarante-huit d'eau.

Le sulfate de magnésie ou sel d'Epsom est employé en médecine avec beaucoup de succès. C'est un purgatif fort utile, & qui jouit en même-temps de la propriété fondante. On le préfère même aux autres sels purgatifs à cause de sa grande dissolubilité. On l'administre, ou seul, dissous dans l'eau, depuis une once jusqu'à deux, ou comme adjuvant, à la dose d'un à deux gros. Il minéralise la plupart des eaux purgatives naturelles, & spécialement celles d'Egra, de Sedlitz, de Seydschutz, mais il y est toujours accompagné de muriate de magnésie.

Sorte II. NITRATE MAGNÉSIEN.

Le nitrate magnésien appelé jusqu'ici par les chimistes *nitre de magnésie* ou *magnésie nitrée*,

a été examiné par Bergman. Cet illustre chimiste dit que la dissolution de ce sel fait par l'art, donne après une évaporation convenable des cristaux prismatiques, quadrangulaires, spathiques, sans pyramides.

Ce sel a une saveur âcre & très-amère; il se décompose par la chaleur; il attire l'humidité de l'air. Il est très-dissoluble dans l'eau; on ne l'obtient cristallisé que par une évaporation lente; & l'on ne connoît même pas assez bien les loix de sa cristallisation, pour le faire paroître à volonté sous sa forme régulière, comme cela a lieu pour un grand nombre d'autres sels. La baryte, la chaux & les alcalis fixes le décomposent.

Comme le nitrate magnésien se trouve dissous dans les eaux mères du nitre, M. de Morveau a proposé d'en retirer en grand la magnésie, en les précipitant par l'eau de chaux. Ce procédé pourroit être très-avantageux par la facilité de son exécution & le peu de frais qu'il demande; mais le même chimiste ayant observé que l'eau de chaux récente précipite le nitrate calcaire bien pur, lorsque celui-ci ne contient point assez d'eau de dissolution, la magnésie qu'on obtiendroit par ce procédé n'auroit point le degré de pureté convenable à un médicament aussi utile, si l'on n'opéroit pas cette précipita-

tion ſur des eaux-mères étendues d'une très-grande quantité de liquide.

L'acide ſulfurique & l'acide fluorique dégagent l'acide du nitrate de magnéſie. L'acide boracique le ſépare auſſi à l'aide de la chaleur, & à raiſon de ſa fixité. Telles ſont les propriétés de ce ſel indiquées par Bergman.

M. Quatremère-Dijonval, qui a fait des recherches ſur pluſieurs combinaiſons de la magnéſie, a trouvé dans le nitrate magnéſien quelques propriétés très-différentes de celles annoncées par le chimiſte d'Upſal. Il dit avoir obtenu de criſtaux non déliqueſcens du nitrate magnéſien, & il ajoute même que les ſels magnéſiens ſont autant criſtalliſables & portés à s'effleurir que les ſels calcaires ſont avides d'humidité.

Le nitrate de magnéſie paroît être ſuſceptible de décompoſer, à l'aide des affinités doubles, les ſulfates de potaſſe, de ſoude & d'ammoniaque; mais ces décompoſitions ne ſont point ſenſibles dans le mêlange des diſſolutions de ces différens ſels, comme dans celles qui ſont opérées par le nitrate calcaire, parce que les nitrates de potaſſe, de ſoude & d'ammoniaque, ainſi que le ſulfate de magnéſie, qui en réſultent, ſont tous très-ſolubles dans l'eau, tandis que le ſulfate de chaux, formé dans la décompoſition

du ſulfate de potaſſe, de ſoude & d'ammoniaque par le nitrate calcaire, préſente un précipité très-abondant. Cependant on peut ſe convaincre de l'effet de ces affinités doubles opérées par le nitrate magnéſien en évaporant les liqueurs. On trouve les nitrates formés par le tranſport des alcalis ſur l'acide nitrique, & le ſulfate de magnéſie réſultant de l'union de l'acide ſulfurique des ſels décompoſés avec la baſe du nitrate magnéſien.

M. Dijonval a annoncé un fait digne de toute l'attention des chimiſtes. C'eſt la précipitation du nitrate magnéſien, opérée par le nitrate calcaire. Lorſqu'on mêle, dit M. Dijonval, des diſſolutions tranſparentes & bien pures de ces deux ſels, le nitrate de magnéſie ſe dépoſe ſur-le-champ ſous la forme criſtalline, & ſans être décompoſé en aucune maniere; la liqueur retient en diſſolution le nitrate calcaire. Il eſt très-ſingulier que deux ſels qui, ſéparés, ont aſſez d'eau pour être diſſous parfaitement, préſentent dans leur mélange la précipitation & la criſtalliſation ſubite de l'un des deux. M. Dijonval penſe, comme nous l'avons déjà annoncé plus haut, que cela dépend de la grande tendance du nitrate calcaire pour s'unir à l'eau. Ce ſel pouvant, ſuivant lui, abſorber une plus grande quantité d'eau que celle qui lui eſt néceſſaire

pour être tenu en dissolution, dès qu'on mêle avec lui une dissolution de nitrate de magnésie, qui d'ailleurs tend fortement à se cristalliser, il s'empare aussi-tôt de l'eau de cristallisation de ce dernier, & alors le nitrate de magnésie n'étant plus équipondrable à la quantité d'eau qui le soutenoit, se précipite sous sa forme cristalline. Cette explication ne paroît pas lever plusieurs difficultés qu'il est possible de lui opposer. Comment en effet un sel, quelque dissoluble qu'il soit, & quelque tendance qu'il ait pour se combiner avec l'eau, peut-il s'emparer de l'eau de cristallisation d'un autre sel, lorsqu'il est lui-même uni à une assez grande quantité d'eau pour être tenu en dissolution ? Si l'on répond qu'il n'est pas saturé d'eau, il existe donc un point de saturation où le nitrate calcaire cesseroit de faire ainsi précipiter le nitrate de magnésie ; & c'est ce qu'il auroit été nécessaire de démontrer. Cette supposition même admise, comment le nitrate calcaire s'empareroit-il de l'eau de cristallisation du nitrate magnésien, tandis qu'il peut absorber celle qui tient en dissolution ce même sel, avant de lui enlever la portion de ce fluide qui doit faire partie constituante de ses cristaux ? Enfin, comment peut-on concevoir dans cette explication, que le nitrate magnésien, privé de l'eau de sa cristallisation par le nitrate calcaire,

ſoit ſuſceptible de ſe précipiter ſur-le-champ ſous la forme criſtalline, tandis qu'il a perdu un des élémens de ſes criſtaux ? Nous croyons d'après ces obſervations, qu'il a échappé à M. Dijonval quelques circonſtances dans le phénomène qu'il a obſervé, & qu'il tient à une cauſe qu'on ne connoîtra bien que lorſqu'on aura répété & varié cette expérience de beaucoup de manières différentes, relativement à la quantité d'eau, des ſels, à la température, &c.

Le nitrate magnéſien n'eſt d'aucun uſage dans les arts ni dans la médecine. Sa ſaveur forte, ſa déliqueſcence & toutes ſes propriétés annoncent qu'il auroit une forte action ſur l'économie animale, & il ſeroit fort à déſirer qu'on l'eſſayât comme fondant & inciſif dans tous les cas où les médicamens de ce genre ſont indiqués.

Sorte III. MURIATE MAGNÉSIEN.

Ce ſel qui eſt la combinaiſon ſaturée d'acide muriatique & de magnéſie, exiſte dans toutes les eaux ſalées, & dans toutes celles qui tiennent du ſulfate de magnéſie en diſſolution, comme les eaux d'epſom, d'Egra, de Sedlitz, de Seydschutz & beaucoup d'autres ; il eſt infiniment plus commun qu'on ne l'a cru.

Le muriate magnéſien a une ſaveur très-amere & très-chaude. Bergman dit qu'on ne peut l'obtenir criſtalliſé qu'en expoſant ſubitement à un grand froid ſa diſſolution fortement concentrée par l'évaporation. Il eſt alors ſous la forme de petites aiguilles très-déliqueſcentes. Cette diſſolution offre le plus ſouvent une gelée tranſparente. M. Dijonval qui annonce avoir obtenu ce ſel ſous une forme régulière & permanente, croit même qu'il eſt plutôt effloreſcent que déliqueſcent.

Le muriate de magnéſie ſe décompoſe, & perd ſon acide par l'action du feu. Les dernières portions d'acide ne ſe dégagent qu'avec beaucoup de difficulté; la magnéſie reſte cauſtique après cette opération.

Ce ſel expoſé à l'air paroît en attirer puiſſamment l'humidité & ſe réſoudre promptement en liqueur. Bergman & beaucoup d'autres chimiſtes ont reconnu cette propriété, M. Dijonval eſt le ſeul qui ait annoncé que le muriate de magnéſie, comme le nitrate magnéſien, s'effleuriſſoit plutôt que de s'humecter; mais cette aſſertion demande à être confirmée par de nouvelles expériences.

Le muriate magnéſien eſt très-ſoluble dans l'eau; il paroît même qu'il ne lui faut qu'un poids de ce liquide égale au ſien pour être tenu

en diſſolution. Il eſt très-difficile de l'obtenir bien criſtalliſé; l'évaporation à l'aide de la chaleur ne réuſſit que très-mal, parce qu'il faut épaiſſir beaucoup la liqueur qui en ſe refroidiſſant prend preſque toujours la conſiſtance gélatineuſe; il y a plus d'eſpoir de réuſſir en laiſſant évaporer ſpontanément dans les chaleurs de l'été une diſſolution de ce ſel bien pur; encore ce moyen ne fournit-il des criſtaux qu'avec beaucoup de difficultés.

Le muriate de magnéſie, chauffé dans une cornue avec la terre ſilicée & l'argile, donne ſon acide; mais comme l'action du feu ſeul le dégage, on ne peut point attribuer cette décompoſition aux terres.

La baryte & la chaux décompoſent ce ſel & en précipitent la magnéſie. Comme les eaux mères du muriate de ſoude des fontaines ſalées contiennent du muriate de magnéſie mêlé avec le muriate calcaire, on pourroit en précipiter en grand & à peu de frais la magnéſie par le moyen de l'eau de chaux.

Les alcalis fixes & l'ammoniaque cauſtique ont plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la magnéſie, & précipitent cette dernière du muriate magnéſien. La liqueur tient en diſſolution des muriates de potaſſe, ou de ſoude ou d'ammoniaque, ſuivant la nature de l'alcali qu'on a

a employé pour cette décompoſition. L'ammoniaque ne le décompoſe pas complètement, & forme un ſel muriatique triple cryſtalliſable, avec la portion ſubſiſtante de muriate magnéſien.

Les acides ſulfurique & nitrique décompoſent ce ſel, & en ſéparent l'acide muriatique avec efferveſcence. Pour opérer ces décompoſitions, il faut diſtiller dans une cornue de verre un mélange d'une partie de ces acides & de deux parties de muriate de magnéſie. L'acide de ce dernier ſe volatiliſe, tandis que les deux autres plus puiſſans ſe combinent avec la magnéſie, & forment du ſulfate ou du nitrate magnéſien. L'acide boraracique en dégage auſſi l'acide muriatique par la chaleur.

Le muriate magnéſien décompoſe les ſels ſulfuriques & nitriques à baſe d'alcalis fixes & d'ammoniaque, par la voie des doubles affinités; mais pour s'aſſurer de ces décompoſitions, il faut évaporer ou mêler avec l'alcohol les diſſolutions de ces ſels verſées ſur la diſſolution du muriate de magnéſie, parce que les matières ſalines nouvelles qui en réſultent reſtent en diſſolution dans la liqueur aqueuſe après le mélange.

Mis en contact avec le muriate de potaſſe, & tous les deux en diſſolution, le muriate de magnéſie ſe précipite en criſtaux, ſuivant

M. Dijonval, par la grande diſpoſition à ſe criſtalliſer qu'il admet dans ce dernier, comparativement au muriate de potaſſe, qui retient l'eau de ſa diſſolution. Il eſt encore très-difficile de concevoir, dans l'opinion de ce chimiſte, comment un ſel auſſi peu ſoluble & déliqueſcent que le muriate de potaſſe, en comparaiſon de ces deux propriétés conſidérées dans le muriate de magnéſie, peut s'emparer de l'eau qui diſſout ce dernier. Si l'on mêle une diſſolution de muriate magnéſien avec une diſſolution de muriate calcaire, le premier ſel ſe précipite en cryſtaux d'après le même chimiſte. Toutes ces aſſertions doivent être confirmées par de nouvelles expériences pour faire partie des élémens de la ſcience chimique. Il eſt très-vraiſemblable que ces criſtaux précipités ne ſont pas purs, & & appartiennent à la claſſe des ſels triples.

Le muriate magnéſien n'eſt d'aucun uſage; mais nous croyons qu'il pourra être employé en médecine avec beaucoup d'avantage comme purgatif & fondant; les médecins en adminiſtrent tous les jours de petites quantités; en preſcrivant le ſel d'Epſom, les eaux de Sedlitz, & le ſel marin gris, puiſque ces ſubſtances en contiennent toujours.

Sorte IV. Borate Magnésien.

On doit donner ce nom à la combinaiſon de l'acide boracique avec la magnéſie. Ce ſel n'eſt preſque pas connu. Bergman a obſervé que lorſqu'on jette de la magnéſie dans une diſſolution d'acide boracique, elle s'y diſſout, mais lentement. La liqueur évaporée donne des cryſtaux grenus, ſans forme régulière.

Ce ſel ſe fond au feu ſans ſe décompoſer. Les acides le décompoſent en s'emparant de la magnéſie, & en en ſéparant l'acide boracique. L'eſprit-de-vin lui enlève auſſi cet acide, & laiſſe la magnéſie à nud; celle-ci n'adhère donc point fortement à l'acide du borax.

On ignore, comme l'on voit, preſque toutes les propriétés de ce ſel, ſur lequel les chimiſtes n'ont encore fait que très-peu d'expériences.

Sorte V. Fluate magnésien.

La combinaiſon de la magnéſie avec l'acide fluorique, qu'on doit appeller *fluate magnéſien*, n'eſt pas plus connue que le borate magnéſien. Bergman eſt le ſeul chimiſte qui en ait dit quelque choſe. Suivant lui, l'acide fluorique diſſout rapidement la magnéſie; une grande partie de ce

ſel ſe dépoſe à meſure que la ſaturation approche.

La diſſolution fournit, par l'évaporation ſpontanée, une ſorte de mouſſe tranſparente, qui grimpe ſur les parois du vaſe, & qui préſente quelques filets criſtallins allongés & très-fins. On obtient auſſi dans le fond du vaſe des criſtaux ſpathiques, en priſmes hexagones terminés par une pyramide peu élevée, compoſée de trois rhombes. Ce ſel n'éprouve aucune altération de la part du feu le plus violent. Aucun acide ne peut le décompoſer par la voie humide. C'eſt un des ſels neutres fluoriques qui mériteroient un examen ſuivi d'après les ſingulières propriétés que Bergnan lui a reconnues.

Sorte VI. Carbonate de magnésie.

Ce ſel, nommé *magnéſie douce* ou *effervescente*, par le docteur Black, qui l'a fait connoître le premier; eſt formé, comme l'indique le nom que nous avons adopté, par la combinaiſon ſaturée de la magnéſie avec l'acide carbonique. On le prépare ordinairement en précipitant une diſſolution de ſulfate de magnéſie, par les carbonates de potaſſe ou de ſoude, ainſi que nous l'expoſerons à la fin de cet article.

Le carbonate de magnésie a le plus souvent l'aspect terreux; il est en poudre très-blanche; cependant Bergman & M. Butini de Genève l'ont obtenu crystallisé par le procédé que nous décrirons plus bas. Il est susceptible de contenir une plus ou moins grande quantité de son acide, comme tous les sels carboniques en général, & ses propriétés varient suivant qu'il en est plus ou moins chargé; sa saveur est crue & comme terreuse il en a une plus marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Lorsqu'on l'expose au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau & l'acide qui lui sont unis. M. Tingry, apothicaire de Genève, a observé que lorsqu'on calcine en grand la magnésie effervescente, elle bouillonne & semble jouir d'un mouvement de fluidité à sa surface; ce phénomène dépend du dégagement de son gaz acide. Il s'élève du creuset un léger brouillard qui dépose sur les corps environnans une poussière blanche que l'on reconnoît facilement pour la magnésie emportée par le courant de l'acide carbonique. Si l'on y plonge un corps chaud, ce sel y adhère, suivant le même observateur; un corps froid en emporte encore davantage. Sur la fin de l'opération, la magnésie brille d'une lueur bleuâtre & phosphorique très-sensible dans l'obscurité.

Si l'on calcine le carbonate de magnésie dans des vaisseaux fermés avec un appareil pneumato-chimique, on obtient l'eau & l'acide qu'il contient. M. Butini, qui a fait cette opération avec beaucoup d'exactitude, assure, d'après des calculs sur les produits qu'il a obtenus, que trente-deux grains de magnésie commune, (il appelle ainsi l'espèce de carbonate magnésien que l'on prépare pour la pharmacie, & qui n'est pas tout-à-fait saturé d'acide,) contiennent environ treize grains de terre pure, douze grains d'acide & sept grains d'eau. Bergman estime que ce sel contient, au quintal, vingt-cinq ou trente parties d'acide, suivant son état, trente d'eau & quarante-cinq de magnésie pure. Si on le chauffe plus fortement, après qu'il a perdu son acide, il s'agglutine & prend de la dureté comme la magnésie pure ou caustique.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air; cependant il se pelotonne dans l'air humide, & il paroît être légérement déliquescent.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, & cette dissolubilité varie suivant qu'il contient plus ou moins d'acide. Si on le mêle avec un peu d'eau, il forme une espèce de pâte qui n'a que peu de liant, & qui sèche sans prendre ni consistance ni retraite.

En l'étendant d'abord avec beaucoup d'eau, il ſe diſſout à-peu-près à la doſe d'un quart de grain par une once de ce fluide, ce dont on peut s'aſſurer par l'évaporation. Mais il exiſte des moyens de faire diſſoudre ce ſel en beaucoup plus grande quantité, comme nous le dirons tout-à-l'heure.

Le carbonate de magnéſie n'eſt pas décompoſé par les terres pures. La chaleur lui enlève ſon acide avec lequel elle a plus d'affinité. De l'eau de chaux verſée dans une diſſolution de ce ſel occaſionne un précipité aſſez notable, quelque petite que ſoit la quantité de ce ſel neutre tenu en diſſolution dans l'eau. Le précipité eſt du carbonate de chaux & un peu de magnéſie cauſtique, qui, comme on le ſait, eſt preſque inſoluble.

Les alcalis fixes & l'ammoniaque cauſtiques le décompoſent comme la chaux, parce qu'ils ont comme elle plus d'affinité avec l'acide carbonique que n'en a la magnéſie. Il réſulte de ces mélanges des carbonates de potaſſe, de ſoude & d'ammoniaque; la magnéſie pure & cauſtique ſe précipite.

Les acides ſulfurique, nitrique & muriatique décompoſent le carbonate de magnéſie d'une manière inverſe, & rendent l'analyſe de ce ſel neutre complète Ils s'uniſſent à la magnéſie

avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, & ils dégagent ce dernier acide ſous la forme gazeuſe, ce qui conſtitue l'efferveſcence. On peut reconnoître l'acide carbonique à ſes caractères ordinaires. M. Butini a obſervé dans ſes recherches que les acides en dégagent moins d'acide carbonique que le feu, & que chacun de ces ſels ſépare des quantités différentes de cet acide : qu'ainſi, par exemple, l'acide muriatique en dégage plus que l'acide nitrique, & celui-ci plus que le ſulfurique. Il en conclut que les ſels neutres formés par la magnéſie unie aux acides, ſavoir le ſulfate & le nitrate magnéſiens, retiennent une portion d'acide carbonique.

L'acide carbonique a la propriété de rendre le carbonate de magnéſie beaucoup plus diſſoluble qu'il ne l'eſt naturellement. C'eſt ſur les phénomènes de cette diſſolution que roulent ſpécialement les expériences neuves de M. Butini. Il a découvert que lorſqu'on jette de la magnéſie ordinaire & non ſaturée d'acide carbonique dans l'eau gazeuſe, ou chargée de cet acide, la magnéſie ſe ſature d'abord de l'acide en l'enlevant à l'eau, & ne ſe diſſout que lorſqu'elle en eſt très-chargée. Cette diſſolution verdit le ſirop de violettes; expoſée au froid, elle perd ſon acide ſurabondant, mais ſans que la

magnéſie s'en ſépare, & elle reſte en parfaite combinaiſon dans l'eau même glacée. Si l'on chauffe une diſſolution de magnéſie avec ſurabondance d'acide carbonique, elle ſe trouble & reprend une ſorte de tranſparence lorſqu'on la laiſſe refroidir; ce phénomène ſingulier nous offre, comme l'a très-bien dit M. Butini, un genre nouveau dans les ſels, dont le caractère eſt de ſe diſſoudre en plus grande quantité dans l'eau froide que dans l'eau bouillante. Plus une diſſolution gazeuſe eſt chargée de magnéſie, plus vîte elle ſe trouble par la chaleur. Pour bien obſerver le paſſage de cette diſſolution de l'opacité à la tranſparence à l'aide du refroidiſſement, il faut prendre, ſuivant ce chimiſte, une diſſolution qui contienne deux grains par once, & la faire chauffer juſqu'à ſoixante degrès du thermometre de Réaumur; elle devient laiteuſe par la chaleur, & toute la magnéſie qui s'en précipite ſe rediſſout par le froid.

Bergman avoit annoncé que la diſſolution de magnéſie chargée d'acide carbonique évaporée lentement donnoit des criſtaux, les uns en grains tranſparens, les autres reſſemblans à deux faiſceaux de rayons qui divergent du même point. M. Butini a obſervé avec la plus grande exactitude tous les phénomènes de cette criſtalli-

ſation. Il a fait évaporer à la chaleur très-foible d'une lampe une diſſolution chargée de neuf grains de ce ſel par once d'eau. Il s'eſt formé d'abord à ſa ſurface une pellicule dont le deſſous ainſi que les parois du vaſe étoient tapiſſés de plusieurs houppes de criſtaux. Le réſidu offroit des aiguilles brillantes, effilées par leurs baſes, & compoſant de petites maſſes hémiſphériques à filets divergens. Ces aiguilles qui n'avoient pas une ligne, offroient au microſcope de longs priſmes à ſix pans tranchés par un hexagone & ſemblables à ceux de certains ſpaths.

M. Butini a découvert encore une autre manière de faire criſtalliſer le carbonate de magnéſie. Elle conſiſte à expoſer à l'air une diſſolution acide de ce ſel, précipitée par la chaleur. Il s'y forme au bout de quelques jours des criſtaux ſemblables à ceux que l'on obtient par l'évaporation. La magnéſie précipitée du ſel d'Epſom par le carbonate de potaſſe, & deſſéchée, n'en donne aucun; lorſqu'on la délaye dans l'eau, elle ne forme jamais que des maſſes pelotonnées irrégulières. Mais une diſſolution de ſulfate de magnéſie nouvellement précipitée par le même ſel, donne des criſtaux aiguillés au bout de quelques jours. La même diſſolution ſéparée de ſon précipité par le filtre, fournit

aussi des aiguilles de magnésie. J'ai observé plusieurs fois qu'une dissolution de carbonate de magnésie préparée pour l'usage d'un laboratoire, & conservée dans des flacons de verre bien bouchés, dépose au bout de quelque tems une grande quantité de petites aiguilles très-fines & très-brillantes, qui présentent à la loupe des prismes à six pans.

Les sels neutres parfaits n'éprouvent point d'altération de la part du carbonate de magnésie, & ils ne lui en font point éprouver; ils augmentent seulement sa dissolubilité dans l'eau, suivant M. Butini; il faut cependant excepter le carbonate de potasse qui lui enlève cette propriété.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente; c'est en vertu des affinités doubles que s'opére cette décomposition. Nous avons fait observer que la chaux a plus d'affinité avec les acides que n'en a la magnésie, & qu'elle décompose les sels neutres qui ont cette dernière substance pour base. Ce n'est donc qu'en raison de l'acide carbonique que se font ces décompositions; & c'est à cause de la grande affinité de la chaux avec cet acide, qu'elle quitte les autres pour s'y unir, pourvu que ces derniers trouvent une base avec laquelle ils puissent se combiner. Lors donc

qu'on verſe une diſſolution de carbonate de magnéſie dans une diſſolution de ſulfate, de nitrate ou du muriate calcaires, l'acide ſulfurique, nitrique ou muriatique quitte la chaux pour ſe porter ſur la magnéſie, s'y unit & forme du ſulfate, du nitrate ou du muriate de magnéſie, tandis que la chaux ſe combine avec l'acide carbonique ſéparée de la magnéſie, & ſe précipite en craie.

Il en eſt donc de la magnéſie comme de l'ammoniaque. Lorſque tous les deux ſont purs & cauſtiques, ils ne peuvent décompoſer les ſels calcaires, parce qu'ils ont moins d'affinité avec les acides que n'en a la chaux. Mais lorſqu'ils ſont unis à l'acide carbonique, & dans l'état de ſels neutres, alors ils ſont capables de décompoſer les ſels calcaires, en vertu des doubles attractions, comme nous l'avons déjà expliqué à l'article du ſulfate de chaux, du nitrate calcaire, &c.

Le ſel dont nous venons d'expoſer les propriétés eſt d'uſage en médecine, ſous le nom de *magnéſie douce* ou *blanche*. On la préparoit autrefois avec l'eau-mère du nitre évaporée à ſiccité, ou précipitée par l'alcali fixe. Elle a été connue d'abord ſous les noms de *poudre du comte de Palme*, *poudre de Sentinelli*; elle a été nommée enſuite *poudre laxative polychreſte*

par Valentini, *magnésie blanche du nitre*, *magnésie du sel commun*, parce qu'on la retiroit aussi de l'eau-mère de ce dernier sel. Mais ce médicament, préparé de cette manière, contient toujours de la terre calcaire & plusieurs autres substances étrangères. Celle dont on se sert aujourd'hui est ordinairement précipitée du sulfate de magnésie par l'alcali fixe végétal ou carbonate de potasse.

M. Butini a donné un très-bon procédé pour l'obtenir très-fine & en plus grande quantité possible. On délaye une quantité quelconque de potasse dans le double de son poids d'eau froide ; on la laisse exposée à l'air pendant quelques mois, si le temps le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, & pour que la terre qu'elle contient se précipite ; on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie égale à celle de la potasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau ; on filtre cette dissolution, & on y ajoute de nouvelle eau à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, & lorsqu'elle bout on y verse la dissolution alcaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange, & on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui

peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égoutée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt en une poudre extrêmement fine & adhérente à la peau.

On doit préférer comme purgative cette magnésie combinée avec l'acide carbonique à celle qui est caustique, parce qu'elle est beaucoup plus soluble. On la donne à la dose d'une ou de deux onces, suivant les cas. La magnésie caustique est, au contraire, préférable comme absorbante, & on doit en préparer des deux espéces dans les pharmacies. La raison principale de cette préférence dans les divers cas de pratique, & de la nécessité d'avoir les deux espèces de magnésie dans les pharmacies, a été très-bien exposée par Macquer dans un mémoire consigné parmi ceux de la société royale de médecine. Lorsqu'on administre la magnésie comme absorbante, c'est pour détruire & neutraliser un acide développé & trop abondant dans les premieres voies, comme cela a lieu chez les enfans, les jeunes filles, les femmes en couches, &c. Cet acide gastrique est certainement plus fort que l'acide carbonique; lorsque la magnésie douce est retenue dans ce vis-

cère, il se produit une effervescence plus ou moins vive, suivant que l'aigre est plus ou moins développé dans les premières voies; l'acide carbonique dégagé par cette effervescence distend l'estomac, occasionne souvent des douleurs, des nausées, des vomissemens, des difficultés de respirer, & beaucoup d'autres accidens spasmodiques, suivant la sensibilité des sujets. Dans ces circonstances il vaut beaucoup mieux employer la magnésie pure, qui absorbe aussi puissamment les aigres, & qui n'occasionne pas d'effervescence.

Lorsqu'au contraire on donne la magnésie comme purgative, & dans les cas où l'on n'a point l'indication d'absorber des aigres dans les premières voies, on peut prescrire celle qui est chargée d'acide carbonique. Alors cet acide n'est point dégagé, & l'on n'a point à craindre les accidens qui dépendent de la distension de l'estomac par ce fluide élastique. Il est donc nécessaire que les médecins connoissent ces deux espèces de magnésie, les cas où chacune d'elles doit être préférée, & que les apothicaires en aient dans leurs pharmacies.

M. Butini propose une eau minérale artificielle faite avec l'eau gazeuse chargée de magnésie; il observe que ce fluide peut contenir plus de trois gros de cette terre magnésienne par livre, & que d'ailleurs elle n'est pas plus difficile à préparer que

les eaux martiales acidulées ou gazeuſes. En effet, la manipulation eſt abſolument la même pour toutes les deux. Les médecins pourroient s'en ſervir dans pluſieurs cas avec ſuccès. *Voyez mes Mémoires ſur les ſels magnéſiens, dans les annales de chimie, deuxième & troiſième volumes.*

CHAPITRE IX.

Genre V. *SELS NEUTRES ARGILEUX OU ALUMINEUX.*

L'ARGILE ou l'alumine bien pure ſe combine très-bien avec la plupart des acides ; il réſulte de ces combinaiſons, des ſels neutres qu'on connoît ſous le nom de *ſels argileux* ou *alumineux*. Ce genre de matières ſalines, ſi l'on en excepte la première ſorte, n'a pas encore été examiné avec aſſez de ſoin par les chimiſtes. Auſſi leurs propriétés ſont-elles encore moins connues que celles des quatre genres précédens. En général les ſels alumineux ſont moins parfaits que tous les ſels neutres dont nous nous ſommes déjà occupés ; ils cèdent leurs acides aux alcalis fixes, à l'ammoniaque, à la baryte, à la chaux & à la magnéſie ; ils ont une ſaveur acerbe & aſtrigente.

Ce

Ce genre comprend six sortes, l'alun ou le sulfate d'alumine, le nitrate alumineux, le muriate alumineux, le borate alumineux, le fluate alumineux & le carbonate d'alumine.

Sorte I. SULFATE D'ALUMINE *ou* ALUN.

L'alun est un sel formé par la combinaison de l'acide sulfurique avec l'alumine, ou argile pure, & qui mérite en conséquence le nom de *sulfate d'alumine.* Les chimistes n'ont pas toujours été d'accord sur la base de l'alun. Les uns la distingnoient de l'argile, & la désignoient sous le nom particulier de *terre alumineuse* ou *de terre de l'alun.* Margraf a démontré que cette terre broyée avec le silex réduit en poudre fine, forme de l'argile. Hellot, Geoffroy, Pott, & sur-tout M. Baumé, ont fait de véritable alun avec l'argile & l'acide sulfurique. Enfin, si les vrais caracteres de l'argile sont de prendre du liant avec l'eau, de la retraite & de la dureté au feu, la terre alumineuse, présentant toutes ces propriétés dans un degré éminent, doit être regardée comme la partie la plus pure de l'argile. Telle est aujourdh'ui l'opinion générale de tous les chimistes. On sent d'après cela de plus en plus la nécessité de distinguer cette terre base de l'alun par le nom particulier

d'*alumine*, puiſque l'argile, quelque pure qu'elle ſoit, contient toujours de la ſilice.

Le ſulfate d'alumine ou l'alun a une ſaveur d'abord douceâtre & enſuite fortement aſtringente ; il rougit le papier bleu, ce qui annonce qu'une portion de ſon acide eſt à nud & n'eſt point ſaturée. Il eſt ſuſceptible de prendre une forme très-régulière qui ſera décrite plus bas.

L'alun n'exiſte preſque jamais pur & iſolé dans la nature ; on le trouve quelquefois dans le voiſinage des volcans ; il eſt toujours mêlé avec de l'argile. Les minéralogiſtes, & ſur-tout Wallerius, ont diſtingué pluſieurs ſortes d'alun natifs, tels que l'alun ſolide, l'alun criſtalliſé, l'alun en eſſloreſcence, les terres alumineuſes blanches, griſes, brunes, noires, les ſchiſtes alumineux.

On connoît pluſieurs ſortes d'alun dans le commerce.

1°. L'alun de glace ou de Roche en maſſes conſidérables & tranſparentes. Bergman croit que ce nom lui vient de la ville de Roche en Syrie, aujourd'hui *Edeſſe*, où étoit établie la plus ancienne manufacture de ce ſel, & non pas de ſa forme ſemblable à celle d'un rocher, comme l'ont dit pluſieurs auteurs, ou bien de ce qu'on le retire des rochers ; cette eſpèce d'alun eſt fort impure.

2°. L'alun de Rome, qui ſe prépare dans le territoire de Civita-Vecchia, & qu'on retire d'un lieu nommé en italien *Aluminiere della Tolfa ;* cet alun eſt en morceaux gros comme des œufs ; il eſt couvert d'une effloreſcence rougeâtre ; il paſſe pour pur, lorſqu'on en a ſéparé cette efflorescence.

3°. L'alun de Naples, que l'on extrait d'une terre particulière à la Solfatare ; il eſt en maſſes plus groſſes que celui de Rome, & une de ſes ſurfaces eſt toute hériſſée de criſtaux pyramidaux.

4°. L'alun de Smyrne ; c'eſt, à ce qu'il paroît, dans les environs de cette ville & de Conſtantinople, qu'ont été élevées les plus anciennes manufactures d'alun. Il n'en exiſte que quelques échantillons dans les cabinets.

5°. L'alun de France ; on prépare de toutes pièces de l'alun dans pluſieurs manufactures de France, & ſur-tout à Javel près Paris.

6°. On peut extraire de l'alun de ſchiſtes effloreſcens, & des produits volcaniques. J'en ai retiré une quantité notable d'une terre qui m'a été envoyée d'Auvergne ; on pourroit retirer ce ſel de pluſieurs ſubſtances analogues que la France poſſède, & enlever ainſi cette branche de commerce aux étrangers. On extrait de cette ma-

niere l'alun des terres où des pierres qui le contiennent dans beaucoup d'endroits de l'Allemagne où il y avoit des manufactures dès 1544, en Angleterre, en Eſpagne, en Suède, & dans preſque toutes les parties de l'Europe.

Beckman a fait ſur l'hiſtoire de la fabrication de ce ſel une diſſertation très-détaillée que l'on trouve dans les actes de Gottingue. Il paroît, d'après les recherches de ce ſavant, que les peuples de l'Orient ont les premiers préparé ou extrait de l'alun; car ce que les anciens, & Pline en particulier, appelloient *chiſton*, *trichitès*, *calchitès*, & qu'ils paroiſſoit avoir confondu avec l'alumen & le συπτηρία des grecs, ſemble plutôt appartenir aux différens états du ſulfate martial ou de la couperoſe verte. Les italiens prirent à bail les fabriques d'alun des environs de Conſtantinople; vers l'année 1459, Bartholomé Perdix ou Pernix, génois, découvrit une mine de ce ſel dans l'île d'Iſchia; dans le même tems à-peu-près Jean de Caſtro en trouva une autre à la Tolfa, & bientôt il s'établit un grand nombre de fabriques d'alun en Italie, ſur-tout lorſque le pape Pie II défendit l'importation de l'alun d'Orient. Cet art paſſa enſuite en Eſpagne, en Allemagne, en Angleterre & en Suède, vers le commencement du dix-ſeptième ſiècle. (V. *Beckman*)

La préparation du sulfate d'alumine est très-variée, suivant les pays & les matières d'où on le retire. Bergman, qui a fait une très-bonne dissertation sur cet objet, divise les matières que l'on emploie pour préparer ce sel, & que l'on nomme ordinairement *mines d'alun*, en deux espèces ; celles qui le contiennent tout formé, & celles qui n'en contiennent que les principes. Les premières n'ont besoin que d'être lessivées pour fournir leur alun ; telle est la terre qui se trouve à la Solfatare, telle est aussi celle d'Auvergne dont j'ai parlé. A la Solfatare on met cette terre avec de l'eau dans des chaudières de plomb enfoncées dans le sol. La chaleur naturelle du sol favorise la dissolution & la cristallisation de l'alun ; on le purifie par une seconde cristallisation. On pourroit lessiver ainsi les terres de l'Auvergne, &c. évaporer l'eau dans des chaudières de plomb, & faire cristalliser l'alun.

Quant aux substances naturelles qui ne contiennent que les principes du sulfate d'alumine, & qui sont beaucoup plus communes que les premières, elles demandent une préparation préliminaire avant de fournir ce sel neutre ; il faut les calciner ou les exposer à l'air, suivant leur nature. Les schistes alumineux demandent à être calcinés, afin de brûler le bitume qui les colore, & de décomposer les pyrites qui doivent

fournir l'alun. Bergman s'eſt aſſuré qu'avant d'avoir été calciné, ce ſchiſte ne donne pas un atôme d'alun, lorſqu'on le lave avec de l'eau. L'expoſition à l'air fait le même effet ſur les pyrites pures que l'on arroſe d'eau. La décompoſition ſpontanée de ces ſubſtances produit de l'acide ſulfurique qui ſe porte ſur l'argile & forme de l'alun. On leſſive ces pyrites effleuries, on laiſſe dépoſer à pluſieurs repriſes le fer que contient la leſſive, on la fait évaporer & on la met criſtalliſer dans des tonneaux. Le ſel ſe dépoſe en gros criſtaux. On emploie ſouvent une forte leſſive des ſavoniers pour faciliter la criſtalliſation de l'alun. Tel eſt le procédé qu'on ſuit dans pluſieurs manufactures; mais ces aluns retirés des pyrites contiennent toujours plus ou moins de fer; celui que l'on retire des pierres où il exiſte tout formé eſt toujours plus pur, comme l'alun de Rome. L'alun qu'on fabrique en combinant directement l'acide ſulfurique avec les argiles eſt ſouvent mêlé d'une certaine quantité de fer, parce que les argiles colorées qu'on emploie pour cette préparation ſont chargées de ce métal.

Le ſulfate d'alumine, ſous ſa forme régulière, eſt un octaèdre parfait formé de deux pyramides à quatre faces jointes baſe à baſe. Cette forme varie beaucoup ſuivant les circonſtances de la

criſtalliſation ; l'octaèdre eſt plus ou moins tronqué, irrégulier, aigu, applati. Les angles ſont plus ou moins complets, coupés; les criſtaux ſont ſouvent réunis & comme emboîtés les uns dans les autres par leurs pyramides. M. Romé de Lille a décrit avec beaucoup de ſoin toutes ces variétés dans la nouvelle édition de ſa Criſtallographie.

Ce ſel ſe liquéfie à une chaleur douce; il exhale des vapeurs aqueuſes très-abondantes: il ſe bourſouffle beaucoup, & il offre une maſſe très-volumineuſe, légère, d'un blanc mat, & remplie de beaucoup de cavités. Ce phénomène eſt dû, comme dans le borate, au dégagement de l'eau, dont les bulles ſoulèvent peu-à-peu & étendent les molécules ſalines. L'alun dans cet état prend le nom d'alun calciné; il a perdu à-peu-près la moitié de ſon poids; il eſt un peu altéré, il rougit le ſirop de violettes; ſa ſaveur eſt beaucoup plus conſidérable, & il ſemble que ſon acide ſe ſoit développé. Si on le diſſout dans l'eau, il s'en précipite un peu de terre; on peut le faire criſtalliſer, mais il ne ſe bourſouffle preſque plus lorſqu'on le calcine de nouveau, ſuivant l'obſervation de M. Beaumé. Si on calcine de l'alun dans un appareil diſtillatoire, on obtient du phlegme qui ſur la fin devient acide; mais on ne peut pas le

décompoſer entièrement, puiſque Geoffroy l'a tenu dans une cornue à un feu extrême, pendant trois jours & trois nuits, ſans qu'il ait ſubi d'altération bien remarquable. Cependant je penſe qu'on n'a point encore examiné convenablement les changemens que l'alun éprouve de la part d'un feu long-tems ſoutenu.

Le ſulfate d'alumine s'effleurit légèrement à l'air, & perd l'eau de ſa criſtalliſation. Ce ſel n'eſt que peu diſſoluble dans l'eau froide, puiſque deux livres de ce fluide ne peuvent diſſoudre que quatorze gros d'alun, ſuivant M. Beaumé; mais l'eau bouillante en diſſout plus de la moitié de ſon poids. Huit onces de ce fluide dans cet état peuvent tenir en diſſolution cinq onces de ce ſel. Il ſe criſtalliſe très-bien par réfroidiſſement. Ses criſtaux paroiſſent être des eſpèces de pyramides triangulaires dont les angles ſont tronqués, mais qui ne ſont que des portions d'octaèdres. Lorſqu'ils ſe dépoſent ſur des fils au milieu de la diſſolution, ils forment alors des octaèdres très-réguliers, dont les pyramides précédentes ne ſont qu'une moitié coupée obliquement.

La terre ſilicée ne fait éprouver aucun changement notable au ſulfate d'alumine. Ce ſel peut s'unir à une plus grande quantité d'alumine qu'il n'en contient dans ſon état ordinaire. Il

prend dans cette union les caractères de l'argile commune, ſuivant les recherches de M. Beaumé. Pour ſaturer l'alun de ſa terre, on fait bouillir une diſſolution de ce ſel avec de l'alumine bien pure; on continue de chauffer ce mélange juſqu'à ce qu'il ait perdu ſa ſaveur ſtyptique. La combinaiſon bien faite n'a plus qu'une ſaveur fade, douceâtre & terreuſe. M. Beaumé a obſervé qu'en la faiſant évaporer, on en obtenoit des paillettes ſemblables au mica. M. Chaulnes ayant laiſſé long-tems expoſée à l'air une leſſive de ce ſel ſaturé de ſa terre, y trouva au bout de quelques mois des criſtaux cubiques très-réguliers. M. le Blanc a également obtenu ces criſtaux cubiques à volonté. Il paroît qu'on ne peut plus faire repaſſer l'alun ſaturé de ſa terre à l'état de véritable alun, comme il étoit auparavant.

Le ſulfate d'alumine peut être décompoſé par la baryte & par la magnéſie, qui ont plus d'affinité avec l'acide ſulfurique que n'en a l'alumine. Il réſulte du ſulfate barytique ou magnéſien de ces décompoſitions.

L'eau de chaux verſée dans une diſſolution de ce ſel neutre en précipite la terre. Les alcalis fixes, ainſi que l'ammoniaque, ont auſſi la propriété de décompoſer l'alun. Les carbonates de potaſſe, de ſoude, d'ammo-

niaque, de chaux & de magnésie, en séparent aussi l'alumine qui retient une portion de l'acide carbonique, si la précipitation se fait à froid; mais j'ai observé qu'en prenant une dissolution d'alun, ainsi que des dissolutions chaudes des carbonates alcalins, & en mêlant les liqueurs, la précipitation est accompagnée d'une effervescence produite par le dégagemeet de l'acide carbonique.

L'alumine précipitée par ces différentes substances est flocconneuse; elle se dépose, peu-à-peu; desséchée doucement, elle est très-blanche; elle décrépite au feu comme les argiles; la chaleur forte lui donne une dureté considérable; son volume est en même-temps fort diminué, & elle prend beaucoup de retraite; elle n'est point fusible, même au plus grand feu, telle que celui de la lentille du jardin de l'Infante. Elle retient les dernières portions d'eau avec une si grande force, qu'il faut un feu de la dernière violence pour l'en priver. Elle se délaye dans l'eau, & forme une pâte qui a du liant, & qui se cuit au feu en une porcelaine d'excellente qualité. L'alumine a donc tous les caractères des terres argileuses, & c'est l'argile la plus pure que l'on puisse se procurer, ainsi que l'a annoncé Macquer.

On ne connoît pas bien l'action de la baryte,

de la magnésie, de la chaux & des alcalis purs sur l'alumine. Il est vraisemblable que ces substances, sur-tout les dernières, la mettroient, à l'aide du feu, dans l'état d'une fritte vitreuse. M. Achard a fait une suite d'expériences qui prouvent cette assertion. La couleur, la transparence, la dureté & toutes les propriétés de ces espèces de verres, varient suivant les proportions relatives des substances que l'on mêle pour les obtenir, comme on l'apprend dans la dissertation du chimiste de Berlin déjà cité.

L'acide sulfurique dissout facilement l'alumine lorsqu'elle est fraîche & humide; il ne la dissout qu'avec peine quand elle est sèche. Cette dissolution, faite à la dose de plusieurs onces, donne des cristaux d'alun mêlé de quelques paillettes ou écailles semblables à celles du mica. M. Beaumé ajoute même que si on fait cette expérience en petit, on n'obtient presque que de ces dernières & point d'alun. Les autres acides dissolvent aussi cette terre, & forment avec elle des sels peu connus, dont nous parlerons dans les articles suivans.

On ne sait pas quelle seroit l'action de la terre alumineuse sur les sels neutres; mais la propriété la plus singulière qu'elle présente c'est celle de se combiner par excès au sulfate d'alumine, &

de lui donner des caractères nouveaux, comme nous l'avons déjà fait obſerver plus haut. M. Beaumé, à qui appartient cette découverte, a fait bouillir une diſſolution d'alun avec de la terre précipitée de ce ſel par les alcalis fixes; cette liqueur a diſſous la terre avec efferveſcence. Filtrée elle n'avoit plus la ſaveur de l'alun, mais celle d'une eau dure; elle ne rougiſſoit point la teinture de tourneſol, & elle verdiſſoit le ſirop de violettes. Par une évaporation ſpontanée, elle a fourni quelques criſtaux en écailles douces au toucher, ſemblables au mica; M. Beaumé les compare à la ſélénite ou ſulfate de chaux. Il n'eſt pas aiſé de réformer de l'alun en ajoutant de l'acide ſulfurique à ce ſel déjà ſaturé de ſa terre; le mélange eſt alors acide ſans ſtipticité. Cependant, par une évaporation ſpontanée de trois mois, la diſſolution a donné des criſtaux d'alun, mêlés avec quelques paillettes micacées, ſemblables à celles que fournit l'alun ſaturé de ſa terre. Telle eſt le précis des travaux de MM. Macquer & Beaumé ſur la terre alumineuſe.

L'alun traité au feu avec les matières combuſtibles forme une ſubſtance qui s'enflamme à l'air, & qu'on appelle *pyrophore de Homberg*. Ce chimiſte, qui l'a fait connoître en 1711, travailloit ſur la matière fécale humaine, pour

en tirer une huile blanche qui devoit fixer le mercure en argent fin. Ce travail fut l'origine de plusieurs découvertes. Un résidu de cette matière animale, distillée avec de l'alun, prit feu à l'air. Homberg répéta plusieurs fois ce procédé, qui lui réussit constamment. Lémery le cadet a publié en 1714 & 1715 deux Mémoires, dans lesquels il a annoncé qu'on pouvoit faire du pyrophore avec un grand nombre de matières végétales & animales, traitées par l'alun. Mais il n'a pas réussi à en former avec plusieurs autres sels sulfuriques. Ces deux chimistes, qui regardoient l'alun comme une combinaison d'acide sulfurique & de terre calcaire, pensoient que cette dernière, réduite à l'état de chaux, attiroit l'humidité de l'air, & enflammoit par la chaleur qui s'excitoit dans le mélange le soufre qu'ils savoient s'y former.

Depuis ces chimistes, le Jay de Suvigny, docteur en médecine, a donné sur le pyrophore un très-bon Mémoire imprimé parmi ceux du troisième volume des Savans Etrangers. Il y détaille un grand nombre d'expériences par lesquelles il est parvenu à faire du pyrophore, non-seulement avec l'alun & différentes matières combustibles, comme l'avoit fait Lémery, mais encore avec la plupart des sels qui contiennent l'acide sulfurique. Ce médecin a aussi donné sur

l'inflammation du pyrophore exposé à l'air une théorie qui a été adoptée par tous les chimistes jusquà ces derniers tems. Il pensoit que le pyrophore contenoit de l'*huile de vitriol glaciale* qui, attirant l'humidité de l'air & s'échauffant fortement, allumoit le soufre & produisoit l'inmation spontanée.

Pour préparer le pyrophore, on fait fondre dans une poële de fer trois parties d'alun avec une partie de sucre, de miel ou de farine ; on desséche ce mélange jusqu'à ce qu'il soit noirâtre, & qu'il ne se boursouffle plus ; on le concasse ; on le met dans un matras ou dans une fiole lutée avec de la terre, on place ce vaisseau dans un creuset avec du sable ; on le chauffe jusqu'à ce qu'il sorte du col de la fiole une flamme bleuâtre ; & lorsqu'elle a brûlé pendant quelques minutes, on retire le creuset du feu ; on le laisse réfroidir, & on verse le pyrophore qu'il contient dans un flaccon bien sec & qui bouche exactement. Si l'on expose ce pyrophore à l'air, il s'enflamme d'autant plus vîte que l'atmosphère est plus humide. On accélère sa combustion en dirigeant à sa surface une vapeur humide, comme celle de l'haleine. Il ne faut pas chauffer trop long-tems le pyrophore, sans cela il ne prend plus feu à l'air. Il se charge peu-à-peu d'humidité, lors-

qu'il eſt dans un vaiſſeau mal bouché; il perd ſa combuſtibilité, mais on peut la lui rendre en le calcinant de nouveau avec les précautions indiquées.

Telles étoient les connoiſſances que l'on avoit ſur le pyrophore avant M. Prouſt, qui a donné d'utiles recherches ſur cetre matière dans le Journal de Médecine, juillet 1778. Ce chimiſte ayant eu occaſion de trouver dans ſes expériences un grand nombre de réſidus pyrophoriques, dans leſquels on ne pouvoit pas ſoupçonner l'exiſtence de l'acide ſulfurique, a cru que cet acide n'eſt pas la cauſe de l'inflammation ſpontanée du pyrophore; il a prouvé, par une expérience bien ſimple, qu'en effet cette ſubſtance combuſtible n'en contient pas un atôme de libre, puiſqu'en verſant de l'eau ſur le pyrophore, il ne ſe produit point de chaleur. Il paroît, d'après le dénombrement des différens pyrophores qu'il a obtenus, que toutes les ſubſtances qui laiſſent après leur décompoſition un réſidu charboneux, diviſé par une terre ou par un oxide métallique, ſont ſuſceptibles de s'enflammer à l'air. Mais on ne peut diſconvenir que la partie de ſon travail que M. Prouſt a fait connoître n'indique point encore la cauſe de l'inflammation du pyrophore de Homberg, qui, ſuivant lui, differe de ceux qu'il a

obſervés; & en effet, ſon Mémoire n'apprend rien ſur la compoſition de la ſubſtance qui nous occupe.

M. Bewly, chirurgien anglois, dans une lettre écrite à M. Prieſtley, attribue l'inflammation du pyrophore à ce qu'il contient une ſubſtance capable d'attirer l'acide nitrique de l'atmoſphère. Il eſt fondé dans cette opinion, parce qu'il a découvert que l'eſprit de nitre inflamme ſur-le-champ un pyrophore qui n'a pas été aſſez calciné, ou qui s'eſt chargé d'humidité. Mais il eſt démontré, d'une part, que l'acide nitrique n'eſt pas contenu en nature dans l'atmoſphère; & d'une autre part, M. Prouſt a découvert que l'inflammation du pyrophore par l'eſprit de nitre, eſt due au charbon contenu dans cette ſubſtance, puiſque cet acide détonne avec toutes les matières charbonneuſes bien sèches & très-diviſées, comme nous le dirons plus en détail à l'article du charbon. L'explication de M. Bewly n'eſt donc pas plus ſatisfaiſante que celle des chimiſtes qui l'ont précédé.

La ſeule manière de découvrir la cauſe de ce phénomène, eſt de bien connoître la nature chimique du pyrophore de Homberg; il paroît qu'il contient la terre de l'alun, une matière charbonneuſe très-diviſée, fournie par le miel, le ſucre, &c. un peu de potaſſe, & du ſoufre uni

uni en partie à la terre de l'alun, & en partie à l'alcali. En chauffant fortement du pyrophore dans un appareil pneumato-chimique ; on en retire une grande quantité de gaz hydrogène sulfuré, ou *hépatique*. Lorsqu'il n'en fournit plus, il ne s'enflamme plus à l'air. Si l'on plonge du pyrophore dans l'air vital, il brûle rapidement avec une flamme rouge très-brillante. En le lavant avec de l'eau chaude, on en retire un véritable sulfure, & il ne reste plus sur le filtre que la matière charbonneuse & un peu d'alumine. Le pyrophore est alors décomposé. Lorsque le pyrophore a cessé de brûler, il a augmenté de poids à cause de la portion d'oxigène qu'il a absorbée. Sa lessive fournit alors du sulfate d'alumine, parce que le soufre brûlé par l'action de l'air forme de l'acide sulfurique qui s'unit à la terre alumineuse; mais ce sel est de l'alun saturé de sa terre.

On a donné dans le Journal de Physique, Novembre 1780, des observations sur le pyrophore, dans lesquelles on annonce, 1°. que cette substance doit sa combustibilité à une certaine quantité de phosphore formé par l'acide des matières muqueuses; 2°. que la distillation du pyrophore fournit par once cinq à sept grains de phosphore; 3°. que l'on peut en faire sur-le-champ en triturant dans un mortier de fer cinquante

quatre grains de fleur de soufre, trente-six de charbon de saule bien sec,& trois grains de phosphore ordinaire. Les détails de cette analyse ne répondent pas exactement aux inductions qu'on en tire, puisqu'il n'y est pas démontré qu'on en ait retiré du véritable phosphore. Au reste, ce mémoire offre plusieurs faits intéressans, & qui seront utiles aux chimistes qui voudront entreprendre une analyse suivie du pyrophore.

L'alun est d'un usage très-étendu. On l'emploie en médecine comme astringent; mais il demande beaucoup de précautions pour être administré à l'intérieur. On s'en sert plus souvent à l'extérieur, comme d'un stiptique & d'un dessiccatif puissant. Il entre dans les collyres, les gargarismes, les emplâtres, &c.

L'alun est une des matières salines les plus utiles dans les arts. Les chandeliers le mêlent au suif pour le rendre plus ferme. Les imprimeurs frottent leurs balles avec l'alun calciné, pour leur faire prendre l'encre. Le bois, imprégné d'une dissolution d'alun, ne brûle qu'avec peine; c'est d'après cela qu'on a proposé ce moyen pour garantir les édifices des incendies; on a le même avantage pour le papier; mais celui-ci jaunit & s'altère assez promptement.

Les blanchisseuses jettent un peu d'alun dans

l'eau trouble pour l'éclaircir. M. Baumé croit que ce ſel ſe charge d'une partie de la terre ſuſpendue dans ce fluide, & ſe précipite avec elle, en formant un compoſé inſoluble. Quelques perſonnes ſe ſervent de ce moyen pour purifier & rendre claire l'eau que l'on veut boire. On s'en ſert pour préparer les cuirs; pour imprégner les papiers & les toiles que l'on veut colorer à l'aide de l'impreſſion.

Une diſſolution d'alun retarde la putréfaction des ſubſtances animales. C'eſt un moyen très-bon & très-économique pour conſerver les productions naturelles que l'on envoie des pays étrangers. La terre d'alun fait la baſe des paſtels, & elle leur donne du corps; enfin, ce ſel eſt l'ame de la teinture, comme le dit Macquer. Il augmente l'éclat & l'intenſité des couleurs; il donne de la ſolidité aux parties colorantes extractives, qui ſans lui ne ſeroient point durables & s'enléveroient par l'eau. Cette dernière action de l'alun ſur les matières colorantes végétales ſera examinée dans l'hiſtoire de ces matières; on y verra que c'eſt en changeant leur nature, en les décompoſant, & en les rendant indiſſolubles dans l'eau, que l'alun leur fait prendre de la ſolidité.

Sort. II. NITRATE ALUMINEUX.

M. Baumé dit que l'acide nitrique diſſout complètement la terre de l'alun. Cette diſſolution eſt limpide & beaucoup plus aſtringente que celle de l'alun. Elle donne par une évaporation ſpontanée des petits criſtaux pyramidaux, très-ſtiptiques, qui ſont déliqueſcens.

On n'a point encore examiné les autres propriétés de ce ſel; on ſait ſeulement qu'il eſt décompoſable par les mêmes intermèdes que l'alun. On ne l'a point encore trouvé dans la nature, & il eſt toujours un produit de l'art.

Sorte III. MURIATE ALUMINEUX.

L'acide muriatique diſſout mieux la terre alumineuſe que ne le fait l'acide nitrique. Cette diſſolution ſaturée eſt gélatineuſe; on ne peut la filtrer qu'en l'étendant dans beaucoup d'eau. La ſaveur du muriate alumineux eſt ſalée & ſtiptique; il rougit le ſirop de violettes, & le verdit enſuite. Il donne par une évaporation ſpontanée des criſtaux très-ſtiptiques, dont on n'a point examiné la forme: l'eau de chaux le décompoſe. Le muriate alumineux eſt déliqueſcent; il a toujours été juſqu'à préſent un produit de l'art. On ne connoît point ſes autres propriétés.

Sorte IV. Borate alumineux.

On n'a point encore examiné la combinaiſon de l'acide boracique avec l'alumine, que nous appelons borate alumineux. On ſait que ſi l'on verſe une diſſolution de borate de ſoude dans une diſſolution de ſulfate alumineux, il ſe forme un précipité léger & flocconneux. L'acide ſulfurique quitte l'alumine pour s'unir à la ſoude. Cette terre ſe combine avec l'acide boracique, qui ſe ſépare en même temps ; & ce nouveau ſel ſe rediſſout peu-à-peu. Cette liqueur précipite enſuite par l'alcali fixe, & elle donne par l'évaporation une maſſe viſqueuſe & aſtringente, dans laquelle le ſulfate de ſoude & le borate alumineux ſont confondus. Cette eſpèce de borate eſt décompoſable par les mêmes intermèdes que l'alun; au reſte, on n'en a point examiné avec aſſez de ſoin les propriétés.

Sorte V. Fluate alumineux.

Nous déſignons par ce nom la combinaiſon d'acide fluorique avec l'alumine. Ce ſel neutre n'eſt point connu, & on ne l'a point du tout examiné. MM. Schéele, Boullanger & Bergman n'ont rien dit ſur cette combinaiſon.

Sorte VI. Carbonate alumineux.

L'union de l'acide carbonique avec l'alumine

n'a été encore que peu examinée. Il eſt cependant certain que cet acide ſe combine avec une portion de terre alumineuſe, puiſque, 1o. ſuivant la remarque de Bergman, lorſqu'on précipite une diſſolution d'alun par les carbonates alcalins, la liqueur filtrée laiſſe dépoſer au bout de quelque temps un peu de terre, qui y étoit tenue en diſſolution par l'acide carbonique, & qui s'en ſépare à meſure que ce dernier ſe diſſipe; 2°. cette précipitation faite à froid ne préſente point d'efferveſcence, & une portion de l'acide carbonique qui ſe ſépare de l'alcali paroît ſe porter ſur l'alumine, tandis qu'une autre portion ſe diſſout dans la liqueur.

D'ailleurs il eſt reconnu aujourd'hui, d'après l'analyſe de pluſieurs terres argileuſes faites par quelques chimiſtes modernes, qu'elles contiennent de l'acide carbonique, puiſqu'elles font une efferveſcence plus ou moins marquée, lorſqu'on les diſſout dans les acides ſulfurique & muriatique.



CHAPITRE X.

Genre VI. *Sels neutres Barytiques, ou a base de Baryte.*

La baryte forme avec les acides des ſels neutres différens de tous ceux que nous avons examinés jusqu'ici, non-ſeulement par leur forme, leur ſaveur, leur ſolubilité, mais encore par les loix qu'ils ſuivent dans leur décompoſition. La baſe terreo-alcaline qui les conſtitue a plus d'affinité avec les acides que n'en ont les trois alcalis & les autres terres; il faut que ces ſubſtances alcalines ſoient unies à l'acide carbonique pour pouvoir ſéparer cette baſe & décompoſer les ſels barytiques. Ces ſels ſont au nombre de ſix, ſavoir, le ſulfate barytique, ou ſpath peſant, le nitrate barytique, le muriate barytique, le borate barytique, le fluate barytique & le carbonate barytique. A ces ſix ſels il faut ajouter les combinaiſons de la baryte avec les acides tunſtique, arſénique, molybdique & ſuccinique; mais ceux-ci étant bien moins connus, nous n'en parlerons que dans l'hiſtoire particulière de ces quatre acides.

Sorte *I*. SULFATE BARYTIQUE ou SPATH PESANT.

Le *ſpath peſant*, regardé juſqu'à préſent comme une pierre par les naturaliſtes, parce qu'il n'a ni ſaveur, ni diſſolubilité, eſt le réſultat de la combinaiſon de l'acide ſulfurique avec la baryte, & doit porter le nom de *ſulfate barytique*. Ce ſel terreux à ſouvent été confondu avec le *ſpath fluor* ou fluate calcaire par beaucoup de naturaliſtes ; & ils ont ſans doute été trompés, parce qu'il ne fait pas plus d'effervescence que lui avec les acides. Mais ſa forme, ſon peu de tranſparence, & ſurtout ſa peſanteur extrême, le font aſſez facilement diſtinguer. Un ſeul caractère chimique ſuffit encore pour le faire reconnoître. Si on verſe un peu d'acide ſulfurique ſur ce ſpath réduit en poudre, cet acide le mouille ſans en dégager aucune vapeur, ni aucune odeur ; tandis que le fluate calcaire ou *ſpath-fluor*, traité de même, exhale peu-à-peu un gaz d'une odeur piquante, qui forme une fumée blanche dès qu'il eſt en contact avec l'air, & que l'on reconnoît bientôt pour l'acide fluorique. D'autres naturaliſtes l'ont confondu avec quelques variétés de *ſélénite* ou ſulfate de chaux, mais ce dernier ſel n'a ni la même forme, ni la même inſolubilité, & il eſt décompoſé par les alcalis fixes purs ou cauſtiques, tandis que le ſpath peſant n'éprouve point d'altération de la part de ces ſels.

Le ſulfate barytique ſe trouve en grande quantité dans la nature ; il accompagne le plus ſouvent les mines métalliques ; il eſt, ou criſtalliſé, ou en maſſes informes, mais toujours diſpoſé par couches plus ou moins épaiſſes, & plus ou moins étendues. Il eſt d'une dureté aſſez conſidérable, quoiqu'il n'étincèle pas ſous le briquet. Ses principales variétés ſont les ſuivantes.

Variétés.

1. Sulfate barytique ou *ſpath peſant* blanc, demi-tranſparent, criſtalliſé, en priſmes à ſix faces, deux très-larges, quatre très-petites, terminés par des ſommets dièdres. Ces criſtaux ſont placés obliquement ſur des maſſes de même nature. Ils reſſemblent à des plaques quarrées allongées, dont les quatre bords auroient été taillés en biſeau à chaque face. Ils ſont ſouvent recouverts de criſtaux rhomboïdaux jaunâtres. On l'appelle comme le ſuivant, *ſpath peſant en tables.*
2. Sulfate barytique, ou *ſpath peſant* d'un blanc laiteux en tables ſans biſeaux. Il n'eſt pas criſtalliſé régulièrement, mais il eſt formé de couches aſſez épaiſſes, poſées les unes ſur les autres. Il eſt ſouvent incruſté d'une pouſſière rougeâtre de mine d'argent rouge, ou de *pyrites.*

Variétés.

3. Sulfate barytique ou *spath pesant* arrondi & demi chatoyant; pierre de Boulogne. Elle est formée de plusieurs filets convergens, qui se réunissent en lames appliquées les unes sur les autres. C'est cette variété qui est la plus connue, à cause de sa propriété phosphorique. Elle a manifestement été roulée par les eaux.

4. Sulfate barytique ou *spath pesant* octaèdre. Les sommets des pyramides sont souvent tronqués, ce qui forme un décaèdre. Il présente aussi plusieurs autres variétés, suivant l'allongement & la troncature de ses angles, ou plutôt suivant les divers décroissemens formés par ses molécules.

5. Sulfate barytique ou *spath pesant* dodécaèdre. Il a la forme de certains grenats & de quelques pyrites. Il est plus rare que le précédent.

6. Sulfate barytique ou *spath pesant* pyramidal. Cette variété, ainsi que la précédente, est indiquée dans le tableau de M. Daubenton.

J'avois regardé comme une variété de *spath pesant* celui qu'on appelle *spath perlé*, & qui avoit été placé autrefois parmi les *spath séléniteux*

comme la plupart des précédentes. Ce ſpath eſt formé de petites écailles rhombéales ſouvent brillantes, qui ſe recouvrent obliquement les unes les autres. Il eſt opaque, brillant, comme micacé & ſemé ſur du ſpath calcaire, ſur du quartz ou ſur la première variété que nous avons décrite. Il eſt coloré en jaune ou en vert ſale ; quelquefois il eſt d'un blanc argentin. C'eſt un vrai *ſpath calcaire*, ſuivant M. l'abbé Haüy.

Margraf, qui a examiné pluſieurs variétés de ſulfate barytique, telles que la pierre de Boulogne & le ſpath peſant blanc opaque, avoit cru le reconnoître pour une eſpèce de *ſélénite* ou ſulfate calcaire, mêlée avec un peu d'argile, qui la rendoit inſoluble ; mais MM. Gahn, Schéele & Bergman y ont trouvé la terre particulière que nous avons appellée *baryte*. M. Monnet y avoit auſſi reconnu une baſe différente de la terre calcaire par les ſels qu'elle forme avec les acides ; mais ce chimiſte y admet le ſoufre tout formé, & regarde le *ſpath peſant* comme *un foie de ſoufre* terreux criſtalliſé.

Le ſulfate barytique ſe fond à une chaleur violente, telle que celle des fours de porcelaine, &c. il donne un verre plus ou moins coloré. Expoſé à une chaleur foible, il n'eſt nullement altéré. Si on le porte dans l'obſcurité, lorſ-

qu'il a été chauffé un peu fortement, il présente une lumière bleuâtre très-vive. Lemery rapporte qu'un cordonnier d'Italie, appellé Vincenzo Casciarolo, découvrit le premier la propriété phosphorique de la pierre de Boulogne. Cet homme ramassa au bas du mont Paterno cette pierre dont le brillant & la pesanteur lui avoient fait penser qu'elle contenoit de l'argent; l'ayant exposée au feu, pour essayer sans doute d'y reconnoître quelques traces de ce précieux métal, il remarqua qu'elle étoit lumineuse dans l'obscurité; cette découverte attira son attention, & l'expérience répétée plusieurs fois lui réussit constamment. Beaucoup de physiciens & de chimistes se sont successivement occupés de ce phénomène, & ont varié de toutes les manières la calcination de la pierre de Boulogne; les ouvrages de la Poterie, de Montalban, de Mentzel, de Lemery, les Mémoires de Homberg, de Dufay, de Margraf, contiennent plusieurs procédés pour cette opération.

On sait aujourd'hui que cette propriété est commune à toutes les variétés de sulfate barytique. Il suffit de les faire rougir dans un creuset, de les réduire en poudre dans un mortier de verre, d'en faire une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant, d'en former des gâteaux minces comme des lames de couteau; on fait sécher en-

ſuite ces gâteaux, & on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien ; on ne les en retire que loiſque le charbon eſt conſumé & le fourneau réfroidi ; on les nettoie par le moyen d'un ſoufflet, on les expoſe à la lumière pendant quelques minutes, & en les portant dans un lieu obſcur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luiſent même dans l'eau ; ils perdent peu-à-peu cette propriété, & on la leur rend en les chauffant de nouveau. Mais beaucoup d'autres ſubſtances préſentent le même phénomène ; la magnéſie, la craie, le ſulfate & le fluate calcaires, &c. deviennent lumineux après avoir été chauffés. Macquer a reconnu la même propriété dans la terre de l'alun, le fulfate de potaſſe, la craie de Briançon, la pierre à fuſil noire calcinée, ce qui prouve que la préſence d'un acide n'eſt pas abſolument néceſſaire pour la production de ce phénomène, quoiqu'elle paroiſſe contribuer pour quelque choſe à ſon intenſité.

Le ſulfate barytique chauffé dans une cornue, n'a rien donné à Margraf. Ce ſavant a obſervé que ce ſpath n'étoit nullement altéré par cette opération.

Ce ſel eſt parfaitement inſoluble dans l'eau ; les matières terreuſes & ſalino-terreuſes n'ont au-

cune action sur lui. Les alcalis fixes purs ne peuvent le décomposer; & c'est-là la propriété la plus singulière qu'il présente. En effet, les autres matières terreuses & salino-terreuses ont moins d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en ont les alcalis fixes. La baryte, au contraire, a plus d'affinité que ces sels avec ces acides. Aussi nous avons fait observer, d'après Bergman, que cette terre décomposoit les sulfates de potasse & de soude. Il en est de même de l'ammoniaque.

Les acides minéraux n'ont point d'action sur le sulfate barytique, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre qui sert de base à ce sel. Les sels neutres ne l'altèrent pas davantage, si l'on en excepte les carbonates de potasse & de soude. Ces deux substances salines décomposent le *spath* pesant à l'aide des affinités doubles. La baryte est séparée de l'acide sulfurique, parce qu'elle est attirée par l'acide carbonique, en même-temps que l'un ou l'autre des alcalis fixes se porte sur le premier acide. Pour opérer cette décomposition, on fait fortement chauffer dans un creuset un mélange de deux parties de carbonate de potasse, & d'une partie de sulfate barytiqne réduit en poudre. On lessive cette matière, qui est à demi-vitrifiée, dans l'eau distillée; on filtre la liqueur, & on en obtient

par l'évaporation du ſulfate de potaſſe. La ſubſtance reſtée ſur le filtre eſt le carbonate de baryte; on le lave à grande eau pour le bien deſſaler, & il eſt ſous la forme d'une matière pulvérulente très-blanche & très-fine, mais ordinairement impure, parce qu'il contient preſque toujours une portion de ſulfate barytique qui a échappé à la décompoſition.

Les ſubſtances combuſtibles ayant la propriété de décompoſer ce ſel terreux, peuvent auſſi être employées pour en obtenir la baſe. Lorſqu'on expoſe au feu, dans un creuſet, ce ſel pulvériſé avec un huitième de ſon poids de charbon en poudre, & lorſqu'on fait rougir le creuſet pendant deux ou trois heures, la matière verſée dans de l'eau diſtillée donne ſur-le-champ à ce fluide une couleur jaune rougeâtre, & tous les caractères d'une diſſolution de ſulfure terreux. En effet, le charbon ayant enlevé l'oxigène à l'acide ſulfurique, le ſoufre mis à nud par cette décompoſition s'unit à la baryte qui le réduit dans l'état de ſulfure ou d'*hépar*. On précipite la diſſolution de ce ſulfure à l'aide d'un acide; on choiſit l'acide muriatique parce qu'il forme, avec cette terre, un ſel ſoluble, tandis que l'acide ſulfurique reformeroit du ſulfate barytique qui eſt inſoluble; on filtre la liqueur décompoſée par

l'acide; le soufre séparé par cet acide reste sur le filtre, & l'eau filtrée tient en dissolution du muriate barytique. On le décompose par une dissolution de carbonate de potasse, & la baryte se précipite unie à l'acide carbonique, dont on peut la séparer par la calcination, comme nous le dirons dans un autre article. Ce procédé, que j'ai exécuté un grand nombre de fois, ne fournit que très-peu de baryte, & l'on ne trouve sur le filtre de la précipitation de l'hépar par l'acide muriatique que quelques atômes de soufre, si l'on ne fait pas chauffer très-fortement le mélange. Pour aider la décomposition de ce sel terreux, Bergman & Schéele ont prescrit d'ajouter au mélange de sulfate barytique & de charbon un quart environ de *sel fixe de tartre.* Alors on sépare plus facilement le soufre & la baryte; ce qui dépend de la fusion plus complète opérée par l'alcali fixe.

On voit, d'après les deux procédés par lesquels on décompose le sulfate barytique, ainsi que d'après l'examen de toutes les propriétés de ce sel, combien la terre ou la substance salino-terreuse qui en fait la base, differe de celles que nous connoissons, savoir, de l'alumine, de la chaux & de la magnésie.

Le sulfate barytique n'est absolument d'aucun usage

uſage dans les arts : on en prépare des gâteaux phoſphoriques, & on en extrait la baryte pour l'uſage des laboratoires de chimie.

Sorte II. NITRATE BARYTIQUE.

L'acide nitrique s'unit facilement à la baryte ; il réſulte de cette combinaiſon un ſel neutre, qui donne ou de gros criſtaux hexagones, ou de petits criſtaux irréguliers, ſuivant M. d'Arcet : on ne l'obtient criſtalliſé qu'avec aſſez de difficulté.

Le nitrate barytique ſe décompoſe au feu, & il donne de l'air vital.

Il attire l'humidité de l'air ; & cependant il lui faut une aſſez grande quantité d'eau pour être tenu en diſſolution.

Les alcalis purs ne le décompoſent point non plus que le ſable, l'alumine, la chaux & la magnéſie.

L'acide ſulfurique verſé dans la diſſolution du nitrate barytique en précipite ſur le champ du ſulfate de baryte. L'acide fluorique s'empare auſſi de ſa baſe.

Les carbonates alcalins le décompoſent par une double affinité.

Ce ſel n'eſt encore que très-peu connu.

Sorte III. MURIATE BARYTIQUE.

Ce ſel a été auſſi peu examiné que le précé-

dent. Bergman dit qu'il eſt ſuſceptible de criſtalliſer, & qu'il ne ſe diſſout que difficilement; on l'obtient en effet ſous la forme de criſtaux quarrés & allongés aſſez ſemblables à ceux du *ſpath peſant* en tables.

Le ſable, l'alumine, la chaux, la magnéſie & les alcalis cauſtiques ou purs n'ont nulle action ſur ce ſel, & n'en ſéparent point les principes.

Les acides ſulfurique & fluorique décompoſent ce ſel, en s'emparant de ſa baſe.

Les carbonates de potaſſe & de ſoude en précipitent la baryte unie à l'acide carbonique.

Bergman met le muriate barytique au nombre des réactifs les plus ſenſibles; & il le propoſe pour reconnoître la plus petite quantité poſſible d'acide ſulfurique contenu dans une eau minérale. Une ou deux gouttes de diſſolution de ce ſel verſées dans environ trois livres d'eau chargée de douze grains de ſulfate de ſoude en criſtaux y produiſeut bientôt des ſtries blanches de ſulfate barytique, formé par la double décompoſition de ces deux ſels, & par le tranſport de l'acide ſulfurique ſur la baryte; il reſte du muriate de ſoude en diſſolution dans la liqueur: tous les ſels ſulfuriques ſont également ſenſibles par ce réactif qui les décompoſe en formant du ſul fate barytique.

Sorte IV. BORATE BARYTIQUE.

On ne connoît point du tout cette combinaison de l'acide boracique avec la baryte.

Bergman assure que l'acide du borax est un de ceux qui a le moins d'affinité avec cette substance salino-terreuse, & il le place dans sa table au-dessous de la plupart des acides végétaux & animaux.

Sorte V. FLUATE BARYTIQUE.

Ce sel n'est pas plus connu que le précédent, & c'est un objet de travail absolument neuf, ainsi que beaucoup d'autres matieres salines, qui n'ont point encore été examinées, & sur lesquelles la disette de faits nous a obligés d'être fort courts.

Bergman assure dans sa dissertation sur les attractions électives, que l'acide fluorique versé dans une dissolution de nitrate ou de muriate barytique, y occasionne un précipité, & que ce précipité fait effervescence avec l'acide sulfurique qui en dégage l'acide fluorique.

Cette expérience prouve que l'acide fluorique a plus d'affinité avec la baryte que les acides nitrique & muriatique, & qu'il forme avec cette substance salino-terreuse un sel beaucoup moins soluble que le nitrate & le muriate barytique.

Sorte VI. CARBONATE BARYTIQUE.

La baryte eſt ſuſceptible de s'unir à l'acide carbonique, & il en réſulte une eſpèce de ſel neutre qui préſente des propriétés particulières, & qui ſemble avoir quelques rapports avec la craie.

On a déjà obſervé que c'eſt en raiſon de l'affinité de la baryte avec l'acide carbonique, que le ſulfate barytique & tous les ſels en général dont cette terre eſt la baſe ſont décompoſés par les carbonates alcalins. Dans ces décompoſitions, il ſe précipite toujours du carbonate de baryte. On prépare encore cette eſpèce de ſel en expoſant à l'air une diſſolution de cette ſubſtance ſalino-terreuſe pure; la ſurface ſe couvre lentement d'une pellicule qui fait effervèſcence avec les acides, & qui eſt due à cette terre chargée de l'acide carbonique de l'atmoſphère, & devenue moins ſoluble par ſa neutraliſation; ce phénomène eſt ſemblable à celui que préſente l'eau de chaux, & c'eſt une analogie frappante qui exiſte entre ces deux ſubſtances ſalino-terreuſes, quoiqu'elles diffèrent ſingulièrement par beaucoup d'autres propriétés.

Le carbonate barytique expoſé au feu perd ſon acide. Si on le chauffe dans une cornue ou

dans un matras auquel on a adapté un appareil pneumato-chimique, on obtient cet acide sous sa forme gazeuse naturelle. Cependant on n'en sépare les dernières portions que très-difficilement & à une chaleur excessive.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel & en dégagent l'acide carbonique ; ce qui produit l'effervescence vive qui le distingue d'avec la baryte caustique ou pure. Bergman estime que ce sel contient au quintal sept parties d'acide carbonique, soixante-cinq de baryte, & huit d'eau.

L'eau ne dissout qu'à peine le carbonate barytique, mais lorsqu'elle est elle-même chargée d'acide carbonique, elle en dissout environ un mil cinq cent cinquantième de son poids. On voit, d'après cela, que le carbonate barytique est moins dissoluble que la baryte pure ou caustique, puisque dans ce dernier état l'eau peut en dissoudre environ un neuf-centième, suivant les expériences de Bergman. Il se comporte donc à-peu-près comme la craie ou le carbonate de chaux, puisqu'il se précipite aussi comme ce dernier, à mesure que l'acide carbonique uni à l'eau qui le tient en dissolution s'évapore. Au reste il en diffère par un grand nombre d'autres propriétés, & sur-tout par les sels qu'il forme avec les autres acides, comme

nous l'avons démontré par l'examen de ces ſels.

Le carbonate barytique n'eſt d'aucun uſage : on l'a trouvé dans la nature. Voyez l'Analyſe de celui d'Alſton-Moore, Annales de Chimie.

CHAPITRE XI.

Récapitulation ſur tous les ſels minéraux comparés entr'eux.

APRÈS avoir expoſé les connoiſſances acquiſes juſqu'à ce jour ſur les propriétés de tous les ſels minéraux connus, nous croyons devoir préſenter un précis de leurs principaux caractères, de leur nature comparée, & de leurs attractions réciproques.

I. Les ſels ſe reconnoiſſent à quatre propriétés générales, la ſaveur, la tendance à la combinaiſon, la diſſolubilité & l'incombuſtibilité ; ces propriétés ſont dans des degrés très-différens d'énergie, & ces degrés conſtituent des différences eſſentielles dans les matières ſalines.

II. Tous les ſels peuvent être rapportés à quatre ordres ou à quatre genres principaux, ſavoir, 1°. les ſubſtances ſalino-terreuſes qui joignent des propriétés terreuſes aux qualités

ſalines; 2°. les alcalis dont les caractères conſiſtent dans la ſaveur urineuſe & dans la propriété de verdir pluſieurs couleurs bleues végétales; 3°. les acides reconnoiſſables par la ſaveur aigre & la couleur rouge qu'ils font prendre aux matières végétales bleues; 4°. les ſels moyens ou neutres qui diffèrent des précédens par moins de ſaveur, & ſur-tout une ſaveur mixte ſalée, amère, &c. moins de diſſolubilité, &c.

III. Il y a trois ſubſtances ſalino-terreuſes, la terre peſante ou baryte, la magnéſie & la chaux. On connoît aſſez bien leurs propriétés, mais on ignore leur compoſition. Aucun chimiſte n'a encore pu ſéparer les principes de ces ſubſtances ni les reformer par des combinaiſons; ainſi ces matières ſont réellement ſimples, relativement à l'état actuel de la ſcience; peut-être parviendra-t-on par la ſuite à les décompoſer.

IV. On connoît trois ſels alcalis; la potaſſe appellée auſſi *alcali fixe végétal*, *alcali du tartre*; la ſoude nommée *alcali minéral* ou *alcali marin*; l'ammoniaque ou alcali volatil. Les deux premiers ſont ſecs, ſolides, cauſtiques, fuſibles, déliqueſcens, &c. On ne peut les diſtinguer l'un de l'autre lorſqu'ils ſont purs; on les diſtingue facilement par leurs combinaiſons avec les acides. Aucune expérience n'apprend encore rien de poſitif ſur leur compoſition intime;

personne n'en a séparé les principes, ou n'en a formé par des combinaisons particulières.

L'opinion des chimistes qui les regardoient comme une union de l'eau & de la terre, n'est qu'une hypothèse autrefois ingénieuse à laquelle on doit renoncer, parce qu'elle n'est appuyée sur aucun fait positif. L'ammoniaque différe des deux premiers, parce qu'elle est sous la forme d'un fluide élastique très-odorant, très-expansible, &c. On entrevoit aujourd'hui qu'elle est composée de la base de deux gaz, de celle du gaz inflammable ou hydrogène, & de celle de la *mofette* atmosphérique ou de l'azote, qu'elle se décompose dans plusieurs opérations, & qu'elle se forme dans d'autres. Il paroît que les deux alcalis fixes contiennent aussi de l'azote, & que ce corps peut être regardé comme le principe alcalifiant, ou comme *alcaligène*.

V. Les acides bien connus sont au nombre de six; l'acide carbonique, l'acide muriatique, l'acide fluorique, l'acide nitrique, l'acide sulfurique & l'acide boracique; tous ont des propriétés particulières qui les distinguent; l'acide carbonique, l'acide muriatique, l'acide fluorique prennent très-facilement l'état élastique ou aériforme; il n'en est pas de même de l'acide nitrique & de l'acide sulfurique; l'acide boracique est concret & cristallin. Les acides arsé-

nique, molybdique & tunſtique, dont nous traiterons dans une eſpèce de ſupplément, ſont concrets, mais pulvérulens & ſans forme criſtalline.

VI. On commence à connoître la nature des acides beaucoup mieux qu'autrefois. Il eſt prouvé que l'hypothèſe qui les regardoit comme l'union intime de l'eau & de la terre n'a plus rien de vraiſemblable. On a démontré que la baſe de l'air vital ou l'oxigène entre dans leur compoſition; que ſouvent cet oxigène y eſt uni avec un corps combuſtible, comme le charbon dans l'acide carbonique, le ſouffre dans l'acide ſulfurique, l'azote dans l'acide nitrique; la formation d'un grand nombre d'acides particuliers par l'action de l'acide nitrique ſur des corps combuſtibles confirme cette aſſertion ſur la néceſſité de l'oxigène pour conſtituer les acides.

VII. Les acides s'uniſſent ſans décompoſition à l'alumine, à la baryte, à la magnéſie, à la chaux, aux alcalis fixes & à l'ammoniaque; il réſulte de ces combinaiſons un grand nombre de ſels appellés *ſels compoſés*, *ſels moyens*, *ſels neutres*. On nomme baſes les ſubſtances qui neutraliſent les acides dans ces combinaiſons ſalines.

VIII. Les ſels moyens ou neutres ont des propriétés différentes de celles de leurs compo-

ſans ; on ne reconnoît plus dans la plupart les caractères de l'acide ni de la baſe. Cependant celle-ci paroît donner aux ſels neutres quelques propriétés générales ou communes, & c'eſt pour cela que nous avons diſtingué les genres de ces ſels par leurs baſes.

IX. Il y a d'après ce principe ſix genres de ſels neutres dont nous croyons devoir retracer ici l'ordre, la compoſition & la nomenclature.

Genre I. *SELS NEUTRES A BASE D'ALCALIS FIXES.*

	Noms anciens.
Sorte I. Acide ſulfurique & potaſſe.	
SULFATE DE POTASSE.	*Tartre vitriolé, ſel de duobus, Arcanum duplicatum, Vitriol de potaſſe.*
Sorte II. Acide ſulfurique & ſoude.	
SULFATE DE SOUDE.	*Sel de Glauber, Vitriol de ſoude.*
Sorte III. Acide nitrique & potaſſe.	
NITRATE DE POTASSE.	*Nitre commun, Salpêtre.*
Sorte IV. Acide nitrique & ſoude.	
NITRATE DE SOUDE.	*Nitre cubique, Nitre rhomboïdal.*
Sorte V. Acide muriatique & potaſſe.	
MURIATE DE POTASSE.	*Sel digeſtif, Sel febrifuge de Sylvius, Sel marin régéneré.*
Sorte VI. Acide muriatique & ſoude.	
MURIATE DE SOUDE.	*Sel marin, Sel de mer, Sel commun, Sel de cuiſine.*

	Noms anciens.
Sorte VII. Acide boracique & potasse.	
BORATE DE POTASSE.	*Borax végétal.*
Sorte VIII. Acide boracique & soude.	
BORATE SURSATURÉ DE SOUDE *ou* BORAX.	*Borax commun, Tinckal.*
Sorte IX. Acide fluorique & potasse.	
FLUATE DE POTASSE.	*Tartre spathique.* *Spath de tartre.*
Sorte X. Acide fluorique & soude.	
FLUATE DE SOUDE.	*Soude spathique.*
Sorte XI. Acide carbonique & potasse.	
CARBONATE DE POTASSE.	*Tartre crayeux.* *Craie de potasse.*
Sorte XII. Acide carbonique & soude.	
CARBONATE DE SOUDE.	*Soude crayeuse.* *Craie de soude.*

Genre II. *SELS NEUTRES AMMONIACAUX.*

Sorte I. Acide sulfurique & ammoniaque.	
SULFATE AMMONIACAL.	*Sel ammoniac secret de Glauber, Vitriol ammoniacal.*
Sorte II. Acide nitrique & ammoniaque.	
NITRATE AMMONIACAL.	*Nitre ammoniacal.*
Sorte III. Acide muriatique & ammoniaque.	
MURIATE AMMONIACAL.	*Sel ammoniac.*

	Noms anciens.
Sorte IV. Acide fluorique & ammoniaque.	
FLUATE AMMONIACAL.	
Sorte V. Acide boracique & ammoniaque	
BORATE AMMONIACAL.	
Sorte VI. Acide carbonique & ammoniaque.	
CARBONATE AMMONIACAL.	*Sel volatil d'Angleterre. Alcali volatil concret. Craie ammoniacale.*

Genre III. *SELS NEUTRES CALCAIRES.*

Sorte I. Acide sulfurique & chaux.	
SULFATE CALCAIRE.	*Plâtre. Gypse. Sélénite. Vitriol calcaire.*
Sorte II. Acide nitrique & chaux.	
NITRATE CALCAIRE.	*Nitre calcaire.*
Sorte III. Acide muriatique & chaux.	
MURIATE CALCAIRE.	*Sel ammoniac fixe, Huile de chaux. Sel marin calcaire.*
Sorte IV. Acide fluorique & chaux.	
FLUATE CALCAIRE.	*Spath cubique, Spath vitreux, Spath fusible ou fluor, Fluor spathique, Chaux fluorée.*
Sorte V. Acide boracique & chaux.	
BORATE CALCAIRE.	

Sorte VI. Acide carbonique & chaux. — Noms anciens.

CARBONATE DE CHAUX. — *Craie, Spath calcaire, Terre calcaire.*

Genre IV. *SELS NEUTRES MAGNÉSIENS.*

Sorte I. Acide sulfurique & magnésie.

SULFATE MAGNÉSIEN. — *Sel d'Epsom, de Sedlitz, Sel cathartique amer, Vitriol de magnésie.*

Sorte II. Acide nitrique & magnésie.

NITRATE MAGNÉSIEN.

Sorte III. Acide muriatique & magnésie.

MURIATE MAGNÉSIEN. — *Sel marin à base de magnésie.*

Sorte IV. Acide fluorique & magnésie.

FLUATE MAGNÉSIEN.

Sorte V. Acide boracique & magnésie.

BORATE MAGNÉSIEN.

Sorte VI. Acide carbonique & magnésie.

CARBONATE MAGNÉSIEN. — *Magnésie effervescente. Magnésie douce, aérée. Craie magnésiene.*

Genre V. *SELS NEUTRES ALUMINEUX.*

Sorte I. Acide sulfurique & alumine.

SULFATE ALUMINEUX. — *Alun, Vitriol d'argile.*

	Noms anciens.
Sorte II. Acide nitrique & alumine.	
NITRATE ALUMINEUX.	*Nitre argileux.* *Alun nitreux.*
Sorte III. Acide muriatique & alumine.	
MURIATE ALUMINEUX.	*Sel marin argileux.* *Alun marin.*
Sorte IV. Acide fluorique & alumine.	
FLUATE ALUMINEUX.	*Argile spatique.* *Fluor argileux.*
Sorte V. Acide boracique & alumine.	
BORATE ALUMINEUX.	*Borax argileux.*
Sorte VI. Acide carbonique & alumine.	
CARBONATE ALUMINEUX.	*Argile effervescente.* *Craie argileuse.*

Genre VI. *SELS NEUTRES A BASE DE BARYTE, OU SELS NEUTRES BARYTIQUES.*

Sorte I. Acide sulfurique & baryte.	
SULFATE BARYTIQUE.	*Spath pesant.* *Vitriol barotique.*
Sorte II. Acide nitrique & baryte.	
NITRATE BARYTIQUE.	*Nitre pesant.* *Nitre barotique.*
Sorte III. Acide muriatique & baryte.	
MURIATE BARYTIQUE.	*Sel marin pesant.*

	Noms anciens.
Sorte IV. Acide fluorique & baryte.	
FLUATE BARYTIQUE.	
Sorte V. Acide boracique & baryte.	
BORATE BARYTIQUE.	
Sorte VI. Acide carbonique & baryte.	
CARBONATE BARYTIQUE.	*Terre pesante aérée.* *Terre pesante crayeuse.* *Craie barotique.*

X. On pourra joindre à ces sels ceux qui sont formés par les acides arsénique, molybdique, tunstique & succinique, en appellant les premiers ARSENIATES DE POTASSE, DE SOUDE, &c. les seconds, MOLYBDATES DE POTASSE, DE SOUDE, AMMONIACAL, CALCAIRE, &c. les troisièmes, TUNSTATES DE POTASSE, DE SOUDE, DE CHAUX, &c. les quatrièmes, SUCCINATES DE POTASSE, DE MAGNÉSIE, D'ALUMINE, &c. Nous traiterons de ces quatre genres de sels neutres dans l'histoire des substances métalliques & bitumineuses.

XI. Chaque sel en particulier, soit simple, soit neutre ou moyen, a des caractères distinctifs qui le font différer de tous les autres & à l'aide desquels on peut le reconnoître. Ces caractères consistent dans leur saveur, leur forme, leur altérabilité par le feu, par l'air, par les terres & par les diverses substances

ſalines. On ne peut apprendre à les bien diſtinguer qu'en étudiant avec ſoin toutes leurs propriétés, en les comparant entr'elles, & ſur-tout en conſidérant celles qui contraſtent les unes avec les autres.

XII. Quoique la plupart des ſels ſimples & ſpécialement des ſels neutres ſoient preſque toujours un produit de l'art, la nature en préſente cependant beaucoup à la ſurface ou à très-peu de profondeur de la terre. On n'a point encore trouvé la baryte & la magnéſie pure; la chaux exiſte aux environs des volcans; les alcalis fixes ne ſont jamais cauſtiques à la ſurface du globe, mais combinés avec des acides; l'acide carbonique eſt contenu dans l'atmoſphère, remplit quelques cavités ſouterreines, & ſe dégage de pluſieurs eaux; l'acide muriatique paroît être libre à la ſurface de la mer; l'acide fluorique eſt toujours combiné avec la chaux; l'acide nitrique ſe rencontre dans les environs des matières en putréfaction; l'acide ſulfurique a été trouvé criſtalliſé par M. Baldoſtari dans une grotte des bains de S. Philippe en Italie, & par M. de Dolomieu dans une grotte de l'Etna. M. Vandelli a obſervé qu'aux environs de Sienne & de Viterbe, l'acide ſulfurique diſſous dans l'eau ſuinte à travers les pierres. L'acide ſulfureux ſe dégage ſans ceſſe dans les lieux

lieux volcanisés. L'acide boracique est dissous dans l'eau de plusieurs lacs de Toscane, suivant M. Hoëfer.

XIII. Parmi les quarante-deux espèces principales (1) de sels neutres dont nous avons fait l'histoire, on n'a trouvé à la surface du globe, dans les eaux ou dans les fluides des êtres organisés, que les suivans, dans le genre des sels neutres parfaits ou à base d'alcalis fixes. Le sulfate de potasse dans les végétaux; le sulfate de soude dans les eaux & dans quelques plantes; le nitre dans les sucs des végétaux & dans les terres imprégnées de matières putrides; le muriate de potasse dans les eaux & dans les plantes marines; le muriate de soude dans la terre, dans les eaux, dans les végétaux du bord de la mer & dans les humeurs animales; le carbonate de potasse dans les végétaux; le carbonate de soude en efflorescence sur la terre, sur les pierres, & dans les humeurs animales; il y a de l'incertitude sur le

(1) On ne parle pas ici des modifications de ces sels appellés SULFITES DE, &c. NITRITES DE, &c. MURIATES OXIGÈNES DE, &c. ni des 28 sortes formées par les acides métalliques & bitumineux; le nombre des sels neutres seroit bien plus considérable; d'ailleurs la plupart de ceux-ci ne paroissent pas exister dans la nature.

borax. Le nitrate de soude, le fluate de potasse, le fluate de soude, le borate de potasse sont toujours un produit de l'art.

XIV. Parmi les sels ammoniacaux, on ne connoît tout formés dans la nature que le muriate ammoniacal aux environs des volcans, & le carbonate ammoniacal dans les matières animales pourries; le sulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, le fluate ammoniacal & le borate ammoniacal sont toujours formés par les chimistes dans leurs laboratoires.

XV. Les sels neutres calcaires sont très-abondans à la surface du globe; & des six espèces que nous en connoissons, cinq ont été trouvées produites par la nature. Le sulfate calcaire ou la *sélénite* forme des lits considérables dans les montagnes; le carbonate de chaux ou les matières calcaires constituent une grande partie des couches supérieures du globe; le nitrate calcaire accompagne constamment le nitre ordinaire dans les lieux où il se produit; le muriate calcaire en fait autant à l'égard du muriate de soude; le fluate calcaire se trouve abondamment dans les mines.

XVI. Les sels magnésiens sont beaucoup plus rares dans la nature; il n'y a que le sulfate magnésien & le muriate de magnésie qui se rencontrent dissous dans plusieurs eaux; le nitrate mag-

néſien y exiſte auſſi quelquefois, mais en très-petite quantité. La nature n'a point encore offert le borate magnéſien, le fluate magnéſien & le carbonate de magnéſie ; celui-ci paroît être cependant contenu dans pluſieurs pierres.

XVII. Des ſix ſels neutres barytiques, le ſulfate de baryte eſt le ſeul qui ait été trouvé abondamment parmi les minéraux ; on le rencontre dans les fentes des montagnes, & toujours aux environs des mines. On ne connoît point encore dans la nature le nitrate, le muriate, le borate, ni le fluate barytiques. Mais on a découvert, il y a quelques années, le carbonate de baryte pur, très-bien cryſtalliſé & en groſſes maſſes, en Angleterre.

XVIII. Il en eſt à-peu-près de même des ſels alumineux. Le ſulfate acide d'alumine eſt preſque le ſeul que l'on trouve aux environs des volcans & dans les terres volcaniſées. Il ſe rencontre en effloreſcence ſur les laves décompoſées, &c. les pyrites effleuries en contiennent auſſi ; quant au nitrate, au muriate, au borate & au fluate alumineux, on ne les a point encore reconnus dans les produits naturels. L'alumine eſt aſſez fréquemment combinée avec l'acide carbonique, & il n'y a preſque aucune terre de cette eſpèce dont on ne puiſſe ſéparer plus ou

moins d'acide carbonique par des acides plus forts.

CHAPITRE XII.

Examen de quelques propriétés générales des ſels, particuliérement de leur cryſtalliſation, de leur fuſibilité, de l'efflorefcence ou de la déliqueſcence, de leur diſſolubilité, &c.

LES propriétés que nous avons fait connoître dans les ſels ſimples & compoſés, & que nous n'avons examinées que dans chacun d'eux iſolés, doivent être conſidérées en général & comparées dans les diverſes eſpèces, pour qu'on puiſſe en tirer quelques réſultats utiles. Nous traiterons donc ici ſous ce point de vue de la cryſtalliſation, de la fuſibilité, de l'efflorefcence, de la déliqueſcence & de la diſſolubilité dans l'eau.

La cryſtalliſation, conſidérée en général dans tous les corps qui en ſont ſuſceptibles, eſt une propriété par laquelle ils tendent à prendre une forme [illegible]ulière, à l'aide de certaines circonſtan-

ces néceſſaires pour en favoriſer l'arrangement. Preſque tous les minéraux en jouiſſent, mais il n'y a point de corps dans leſquels elle ſoit auſſi énergique que les ſubſtances ſalines. Les circonſtances qui la favoriſent, & ſans leſquelles elle ne peut avoir lieu, ſe réduiſent toutes pour les ſels aux deux ſuivantes; 1°. il faut que leurs molécules ſoient diviſées & écartées par un fluide, afin qu'elles puiſſent enſuite tendre les unes vers les autres par les faces qui ont le plus de rapport entr'elles; 2°. il eſt néceſſaire, pour que ce rapprochement ait lieu, que le fluide qui écarte leurs parties intégrantes ſoit enlevé peu-à-peu, & ceſſe de les tenir écartées. Il eſt aiſé de concevoir, d'après ce ſimple expoſé, que la cryſtalliſation ne s'opère qu'en vertu de l'attraction entre les molécules, ou de l'affinité d'aggrégation qui tend à les faire adhérer les unes aux autres. Ces conſidérations conduiſent à penſer que les parties intégrantes d'un ſel ont une forme qui leur eſt particulière, & que c'eſt de cette forme primitive des molécules que dépend la figure différente que chaque ſubſtance ſaline affecte dans ſa cryſtalliſation; elles portent également à croire que les petites figures polyèdres appartenantes aux molécules des ſels ayant des côtés inégaux ou des faces plus étendues les unes que les autres, ces

molécules doivent tendre à se rapprocher & à se réunir par celles de ces faces qui sont les plus larges. Cela posé, l'on concevra facilement qu'en enlevant le fluide qui tient ces molécules dispersées, elles se réuniront par les faces qui se conviennent le plus, ou qui ont le plus de rapport entr'elles, si ce fluide ne les abandonne que peu-à-peu, & de manière à laisser, pour ainsi dire, aux parcelles salines le tems de s'arranger, de se présenter convenablement les unes aux autres, alors la cryſtallisation sera régulière; & qu'au contraire, une soustraction trop prompte du fluide qui les écarte les forcera de se rapprocher subitement, & pour ainsi dire par les premières faces venues; dans ce cas la cryſtallisation sera irrégulière & la forme difficile à déterminer. Si même l'évaporation est tout-à-fait subite, le sel ne formera qu'une masse concrète qui n'aura presque rien de cryſtallin.

C'est sur ces vérités fondamentales qu'est fondé l'art de faire cryſtalliser les matières salines. Tous les sels en sont susceptibles, mais avec plus ou moins de facilité; il en est qui cryſtallisent si facilement qu'on réussit constamment à leur faire prendre à volonté la forme régulière; d'autres demandent plus de soin & de précautions; enfin il y en a plusieurs qu'il est si difficile d'obtenir

dans cet état, qu'on n'a pas encore pu y parvenir. C'eſt en étudiant bien les circonſtances particulières à chaque ſel qu'on réuſſit à le faire cryſtalliſer. Une première condition pour réuſſir dans ces opérations, c'eſt de diſſoudre les ſubſtances ſalines dans l'eau; mais il y en a qui ſont ſi peu ſolubles par nos moyens, qu'il eſt preſqu'impoſſible enſuite d'en obtenir le rapprochement régulier; tels ſont le ſulfate calcaire, le carbonate calcaire, le fluate calcaire, le ſulfate barytique; la nature nous préſente tous les jours ces ſels neutres terreux cryſtalliſés très-régulièrement, & l'art ne peut l'imiter qu'à l'aide d'un tems très-long; même pluſieurs ſavans diſtingués ne croient point encore à la poſſibilité de ce procédé, que nous indiquons d'après M. Achard, & à l'aide duquel on a aſſuré avoir produit des cryſtaux de carbonate calcaire. Ce procédé ingénieux conſiſte à faire paſſer l'eau qui a ſéjourné long-tems ſur des ſels très-peu ſolubles à travers un canal très-étroit, & à en procurer l'évaporation avec beaucoup de lenteur. Il y a, au contraire, d'autres matières ſalines qui ſont ſi ſolubles, & qui ont tant d'adhérence avec l'eau, qu'elles ne l'abandonnent qu'avec beaucoup de difficulté, & qu'il eſt auſſi très-difficile de les obtenir ſous des formes régulières, comme cela a lieu pour tous

les ſels déliqueſcens, tels que les nitrates & les muriates calcaires & magnéſiens.

On ne peut douter que chaque ſel n'ait ſa manière propre & particulière de cryſtalliſer, ou ce qui eſt la même choſe, qu'il n'ait dans ſes dernières molécules une forme déterminée & différente de celle de tous les autres. Telle eſt ſans doute la cauſe des variétés remarquables qui exiſtent entre les cryſtaux qu'on obtient. Les ſels ſimples, depuis les ſubſtances ſalino-terreuſes juſqu'aux acides les plus puiſſans, n'ont, pour la plupart, aucune forme diſtinctive; il n'y a que quelques circonſtances qui, ſans détruire tout-à-fait leurs propriétés ſalines diſtinctives, leur font affecter une forme cryſtalline, comme cela a lieu dans l'acide muriatique oxigéné, & dans l'acide ſulfurique concret. Cependant les alcalis cauſtiques cryſtalliſent en lames, ſuivant M. Bertholet, & l'acide du borax préſente la même forme lamelleuſe à tous les chimiſtes. Malgré cette anomalie apparente entre les ſels ſimples, la plupart ne prennent point de forme régulière dans nos laboratoires, ſoit parce qu'en effet ils n'en ſont pas réellement ſuſceptibles, ſoit parce que nos moyens ſont inſuffiſans pour la leur donner; mais les ſels compoſés ou moyens affectent tous une forme régulière, & l'art eſt parvenu à la repro-

duire & à la faire disparoître à volonté dans la plupart d'entr'eux. En considérant cette propriété bien différente de celle des sels simples, est-il possible de déterminer si elle dépend des acides, ou si elle dépend des bases alcalines qui les neutralisent. Il paroît qu'on ne peut attribuer ni aux uns ni aux autres cette propriété exclusive, puisque les mêmes acides forment souvent avec des bases différentes des sels d'une figure très-diverse; tandis que, dans d'autres exemples, la même base combinée avec des acides divers présente la même dissemblance dans les crystaux; c'est donc au changement total des propriétés de chaque nouveau composé salin qu'il faut attribuer la diversité des formes que ces composés affectent.

Il y a en général trois moyens de faire crystalliser les sels dans nos laboratoires; 1°. l'évaporation. Ce procédé consiste à faire chauffer une dissolution saline de manière à réduire en vapeurs l'eau qui en tient les molécules écartées. Plus cette évaporation est lente, & plus la crystallisation sera régulière; c'est ainsi qu'on procède pour obtenir crystallisés le sulfate de potasse, les muriates de potasse & de soude, le sulfate calcaire, le carbonate magnésien. Leur forme n'est que très-peu régulière si l'on évapore trop promptement comme par la chaleur de l'ébullition;

mais en tenant ſur un bain de ſable d'une chaleur de 45 degrés à-peu-près les diſſolutions ſalines de cette nature, on obtient conſtamment, à l'aide d'un tems plus ou moins long, des cryſtaux très-beaux & très-réguliers, & il n'y a preſque point de ſel qui ne puiſſe prendre une forme très-diſtinɑe par ce procédé, s'il eſt exécuté avec intelligence.

2°. Le refroidiſſement eſt employé avec ſuccès pour ceux des ſels qui ſont plus diſſolubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide; on conçoit très-bien qu'un ſel de cette nature doit préſenter ce phénomène, puiſqu'il ceſſe d'être également ſoluble dans l'eau dont la température s'abaiſſe; la portion qui ne reſtoit diſſoute qu'à la faveur de cette élévation de température ſe ſéparera à meſure que la liqueur ſe refroidira, & lorſqu'elle ſera tout-à-fait froide, l'eau n'en retiendra plus en diſſolution que la partie qui eſt diſſoluble à froid. Il en eſt de ce ſecond procédé comme du premier, plus l'eau ſe refroidira lentement, & plus les molécules ſalines ſe rapprocheront par les faces qui ſe conviennent le mieux, alors on aura une cryſtalliſation très-régulière; voilà pourquoi il faut entretenir pendant quelque tems un certain degré de chaleur ſous les diſſolutions ſalines, & le diminuer graduellement pour le conduire peu-à-peu, ſi cela eſt néceſſaire, juſqu'au

degré de la congélation. On doit obſerver en effet que tous les ſels qu'on peut faire cryſtalliſer par ce procédé, ſont beaucoup plus diſſolubles en général que ceux pour leſquels on ſe ſert du premier, & que comme on les diſſout d'abord dans l'eau bouillante, celle-ci refroidie ſubitement laiſſeroit dépoſer en maſſe informe tout ce qui a été diſſous à la faveur de la chaleur de l'ébullition; au contraire, ſi on place ſur un bain de ſable la diſſolution très-chaude, & ſi on a ſoin d'en graduer lentement le refroidiſſement, la cryſtalliſation ſera très-régulière. Telle eſt la manière d'obtenir en beaux cryſtaux le ſulfate de ſoude, le nitre, les carbonates de ſoude & de potaſſe, le muriate ammoniacal, &c.

3°. La troiſième manière de faire cryſtalliſer les ſels, c'eſt de les ſoumettre à l'évaporation ſpontanée. Pour cela on expoſe une diſſolution ſaline bien pure à la température de l'air dans des capſules de verre ou de grès qu'on a ſoin de couvrir de gaze afin d'empêcher la pouſſière d'y tomber, ſans s'oppoſer à l'évaporation de l'eau; on choiſit pour cette opération une chambre ou un grenier iſolés, & qui ne ſervent qu'à cela; on laiſſe cette diſſolution ainſi expoſée à l'air juſqu'à ce qu'on y apperçoive des cryſtaux, ce qui n'a quelquefois lieu qu'au bout de 4 à 5 mois & même plus tard pour certains ſels. Ce procédé

eſt en général celui qui réuſſit le mieux pour obtenir des cryſtaux très-réguliers & d'un volume conſidérable. Il devroit être employé généralement pour tous les ſels, ſi le tems le permettoit, parce que c'eſt le moyen de les avoir parfaitement purs. On doit opérer ainſi pour le nitrate de ſoude, le muriate de ſoude, le borax, les ſulfates d'alumine & de magnéſie, le ſulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, &c.

Dans quelques circonſtances on réunit avec avantage pluſieurs de ces procédés; c'eſt particuliérement pour obtenir cryſtalliſés les ſels très-déliqueſcens, tels que le nitrate & le muriate calcaires, le nitrate & le muriate magnéſiens, &c. On évapore fortement leurs diſſolutions & on les expoſe tout de ſuite à un grand froid; mais ce moyen ne fournit jamais que des cryſtaux irréguliers, & quelquefois des maſſes concrètes ſans forme régulière. Si l'on n'eſt point encore parvenu à faire cryſtalliſer un aſſez grand nombre de ſels neutres, cela vient de ce qu'on n'a pas déterminé exactement l'état de concentration où doit être chacune de leurs diſſolutions pour pouvoir fournir des cryſtaux. Ce travail, facile en lui-même, & qui n'exige que du tems & de la patience, n'a point encore été complettement ſuivi par les chimiſtes; c'eſt par la peſanteur ſpécifique des diſſolutions qu'on arrivera à cette donnée

fort utile pour les laboratoires de chimie; déjà ce procédé a été mis en usage dans plusieurs travaux en grand sur les matières salines; on se sert avec succès d'un aréomètre ou pèse-liqueur pour déterminer le point de la crystallisabilité pour les liqueurs salines.

Outre ces différens moyens de faire crystalliser les sels, il existe plusieurs circonstances qui favorisent cette opération, & dont il est nécessaire de savoir apprécier l'influence. Un léger mouvement est quelquefois utile pour déterminer une crystallisation qui ne réussit point; c'est ainsi qu'en agitant ou en transportant des capsules pleines de dissolutions salines qui n'offrent point de crystaux formés, on voit souvent la crystallisation s'établir quelques instans après la plus légère agitation; j'ai déjà fait remarquer que ce phénomène avoit sur-tout lieu pour le nitrate & pour le muriate calcaires. Le contact de l'air est d'une nécessité indispensable pour la formation des crystaux; souvent une dissolution évaporée au point nécessaire pour la crystallisation ne fournit point de crystaux dans un flacon bien bouché, tandis qu'exposée à l'air dans une capsule, on les voit se former très-promptement. Cette observation a été faite avec beaucoup d'exactitude par Rouelle l'aîné. La forme des vaisseaux, les corps étrangers plongés dans les

diſſolutions ſalines ont encore beaucoup d'influence ſur la cryſtalliſation. La première modifie la figure des cryſtaux, & y produit une très-grande variété; c'eſt pour cela qu'on place avec avantage des fils ou des petits bâtons dans les capſules où s'opère la cryſtalliſation, pour obtenir des cryſtaux réguliers; ceux-ci ſe dépoſent ſur les fils, & comme leur baſe eſt alors très-peu étendue, ils ont ordinairement la forme la plus régulière, tandis qu'en s'appliquant ſur les parois obliques, irrégulières, inégales des terrines & des autres vaiſſeaux communément employés à cet uſage, ils ſont plus ou moins tronqués & irréguliers. Souvent les corps étrangers plongés dans les diſſolutions ſalines ont encore un autre avantage; ils déterminent la formation des cryſtaux qui auroit été beaucoup plus lente ſans leur préſence; c'eſt ainſi qu'un morceau de bois ou une pierre jettée dans une ſource ſalée devient une baſe ſur laquelle l'eau dépoſe des cryſtaux de muriate de ſoude. C'eſt d'après l'obſervation de ce phénomène, que quelques chimiſtes ont propoſé de plonger un cryſtal ſalin dans une diſſolution d'un ſel qui ne cryſtalliſe point facilement; pluſieurs ont aſſuré que ce moyen favoriſoit la production des cryſtaux des ſels qu'il eſt très-difficile d'obtenir ſous une forme régulière. Telles ſont les principales cauſes qui

influent ſur la cryſtalliſation ; il en eſt ſans doute encore beaucoup d'autres que l'obſervation fera connoître par la ſuite aux chimiſtes.

La ſéparation d'un ſel d'avec l'eau qui le tenoit fondu ou en diſſolution ne peut ſe faire d'une manière régulière ſans que le ſel ne retienne une partie de ce fluide. On peut ſe convaincre de ce phénomène en prenant un ſel réduit en poudre par la chaleur, comme du ſulfate d'alumine, du borate de ſoude calcinés, ou du ſulfate de ſoude deſſéché ; en les diſſolvant dans l'eau & en les faiſant cryſtalliſer, on les trouvera augmentés quelquefois à partie égale après leur cryſtalliſation ; c'eſt-à-dire, qu'une once de ſel traité ainſi donnera deux onces de cryſtaux. Les chimiſtes ont conclu de ce phénomène, qu'un ſel bien cryſtalliſé contient plus d'eau que le même ſel privé de ſa forme par l'action du feu ou de l'air ; ils ont appellé cette eau étrangère à ſon eſſence ſaline, mais néceſſaire à ſa forme cryſtalline, *eau de cryſtalliſation*, parce qu'en effet elle eſt un des élémens de leurs cryſtaux ; lorſqu'on leur enlève cette eau, ils perdent en même-tems leur tranſparence & leur forme régulière, les différens ſels contiennent une plus ou moins grande quantité de cette eau de cryſtalliſation ; il en eſt qui en contiennent la moitié

de leur poids, comme le sulfate de soude, le carbonate de soude, le sulfate alumineux ; d'autres n'en ont qu'une petite quantité, comme le nitre, le muriate de soude, &c. on n'a point encore déterminé exactement cette quantité relative d'eau de crystallisation dans tous les sels bien crystallisables. Cette eau peut être enlevée aux sels sans que leur nature intime en soit altérée en aucune manière, & elle est elle-même parfaitement pure & semblable à de l'eau distillée.

Comme d'après tout ce que nous avons exposé jusqu'ici sur la crystallisation des sels, il est démontré que les diverses substances salines ne crystallisent point par les mêmes procédés, & suivent différentes loix dans leur formation en crystaux, il est clair qu'on peut se servir de ce moyen avec avantage pour opérer leur séparation; c'est ainsi qu'un sel crystallisable par le refroidissement peut être obtenu très-exactement séparé d'un autre sel crystallisable par la seule évaporation continuée, comme cela a lieu pour les eaux des fontaines de Lorraine qui contiennent du muriate & du sulfate de soude. Malgré cela il arrive souvent que deux sels dissous dans la même eau, quelque différence qu'ils présentent dans la manière dont ils crystallisent, se trouvent plus ou moins mêlés ensemble,

ensemble, & qu'il faut avoir recours à plusieurs dissolutions & cristallisations successives pour les obtenir purs & sans mélange. Cette observation est encore plus importante à faire sur les sels qui se ressemblent par les loix de leur cristallisation ; ceux-ci sont beaucoup plus difficiles à séparer les uns des autres, sur-tout s'ils sont en plus grand nombre. Par exemple, si la même eau contenoit quatre sels également cristallisables par l'évaporation ou par le refroidissement, il seroit impossible de les séparer par une ou deux cristallisations successives, & il faudroit multiplier ces opérations un assez grand nombre de fois, pour faire agir les nuances légères qui existent entre leurs cristallisabilités ; car il faut remarquer que, quoique deux ou plusieurs sels soient également cristallisables par le refroidissement ou par l'évaporation, il y a cependant entr'eux des nuances sensibles qui modifient, pour ainsi dire, cette loi générale ; sans cela, ils cristalliseroient toujours ensemble, & l'on ne pourroit jamais les obtenir bien séparés, ce qui a cependant lieu même pour les sels les plus semblables par leur cristallisabilité. Il n'y en a que quelques-uns qui font exception à cette règle, parce qu'ils ont une adhérence particulière ou une affinité remarquable entr'eux ; tels sont en général les sels neutres formés par le même

acide, & en même temps criſtalliſables par le même procédé comme les ſulfates magnéſien & ammoniacal ; mais on n'a point encore aſſez obſervé ces ſingulières adhérences entre les ſels neutres, & cet objet mérite toute l'attention des chimiſtes.

Enfin, pour terminer cette hiſtoire abrégée de la criſtalliſation des ſels, nous ajouterons qu'il y a une autre manière de les obtenir criſtalliſés, c'eſt de les précipiter de leurs diſſolutions par une ſubſtance qui ait plus d'affinité avec l'eau qu'ils n'en ont ; l'eſprit-de-vin verſé dans une diſſolution ſaline produit cet effet ſur le plus grand nombre des ſels neutres; on ne doit en excepter que ceux qui ſont diſſolubles dans ce liquide. Le même phénomène de précipitation des criſtaux ſalins a lieu dans le mélange de quelques ſels dont la diſſolubilité eſt très-différente, & même quelquefois par le mélange de pluſieurs diſſolutions ſalines entr'elles ; c'eſt ainſi que du ſulfate de magnéſie diſſous dans l'eau paroît précipiter en criſtaux le ſulfate ammoniacal diſſous dans l'eau; mais on n'a point aſſez étudié ce qui ſe paſſe dans ces ſinguliers mélanges, pour que je doive inſiſter ſur le phénomène qu'ils font naître.

La fuſibilité par la chaleur a été traitée dans l'hiſtoire de chaque ſubſtance ſaline en particu-

lier, mais il eſt bon de la comparer dans les diverſes eſpèces. On diſtingue deux eſpèces de fuſibilité dans les ſels, l'une qui eſt due à l'eau & qu'on appelle *fuſion aqueuſe*, l'autre qui n'a point la même cauſe, qui appartient ſpécialement à la matière ſaline, & qu'on déſigne ſous le nom de *fuſion ignée*. La fuſion aqueuſe dépend entièrement de l'eau de criſtalliſation, qui étant très-abondante dans pluſieurs ſels, & faiſant quelquefois la moitié du poids des criſtaux ſalins, devient capable de diſſoudre ces ſels lorſqu'elle a acquis 60 degrés de chaleur. Alors la forme criſtalline diſparoît, le ſel ſe diſſout, & la fuſion qu'il préſente n'eſt en effet qu'une véritable diſſolution; cette obſervation eſt ſi vraie que lorſqu'on tient quelque temps fondu un ſel de cette nature, comme le ſulfate de ſoude, le borate de ſoude, le ſulfate d'alumine, l'eau qui les diſſout par la chaleur venant à s'évaporer peu à peu, le ſel ſe deſsèche & ceſſe de paroître fondu. Cette fuſion apparente ou aqueuſe eſt d'ailleurs indépendante de la véritable fuſion ignée, puiſque celle-ci peut avoir lieu dans tous les ſels qui ont été deſſéchés après avoir été d'abord liquéfiés par leur eau de criſtalliſation. C'eſt ainſi qu'on fait fondre le muriate de ſoude & le borate de ſoude en les chauffant fortement, après leur

avoir fait éprouver par une chaleur modérée la fusion aqueuse & le desséchement. La véritable fusibilité ignée n'est pas la même pour tous les sels; il en est qui, comme le nitrate & le muriate de soude, se fondent dès qu'ils commencent à bien rougir; d'autres exigent un feu beaucoup plus violent pour se fondre, ainsi que le sulfate de potasse, le sulfate de soude. Enfin, il y en a quelques-uns dont la fusibilité est si forte, qu'ils peuvent la communiquer à des corps d'ailleurs très-réfractaires ou très-infusibles par eux-mêmes; c'est ainsi que les alcalis fixes entraînent dans leur fusion le quartz, le sable & toutes les terres siliцées, qui sont absolument infusibles; on appelle ces sels des *fondans* en raison de cette propriété, & parce qu'on s'en sert pour hâter la vitrification & la fusion des substances terreuses & métalliques. Nous avons déjà fait remarquer ailleurs que l'extrême de la fusibilité étoit la volatilisation, & nous observerons ici que les matières salines sont toutes plus ou moins volatiles, & qu'il n'en est aucune qu'on ne puisse volatiliser par un très-grand feu. C'est ainsi que le sulfate de potasse & le muriate de soude se subliment en vapeurs au plus grand degré de chaleur qu'ils puissent éprouver.

Tous les sels cristallisés exposés à l'air ne s'al-

tèrent point de la même manière, il en eſt qui n'y éprouvent aucun changement ſenſible ; mais pluſieurs perdent plus ou moins promptement leur tranſparence, leur forme, & parmi ceux-là les uns ſe fondent peu à peu en augmentant de poids, les autres deviennent pulvérulens en perdant une portion de leur maſſe. La première de ces altérations porte le nom de déliqueſcence, & la ſeconde celui d'effloreſcence.

On a appellé l'un de ces phénomènes déliqueſcence, parce que la matière ſaline qui l'éprouve devient liquide ; on dit auſſi qu'un ſel tombe en *deliquium* lorſqu'il ſe fond ainſi par le contact de l'air. Autrefois le mot *défaillance* étoit ſynonyme de déliqueſcence, mais cette expreſſion a vieilli, & on ne la trouve preſque plus aujourd'hui dans les livres de chimie. Cette altération dépend de ce que les ſels attirent l'humidité contenue dans l'air, & j'ai cru devoir la regarder comme une vraie attraction élective, qui eſt plus forte entre le ſel & l'eau qu'entre cette dernière & l'air atmoſphérique ; la déliqueſcence n'eſt pas la même dans tous les ſels, ſoit pour la rapidité avec laquelle elle a lieu, ſoit pour l'eſpèce de ſaturation qui la borne ; il en eſt, comme ces alcalis fixes, l'ammoniaque gazeuſe, le gaz acide muriatique & l'acide ſulfurique concentré, qui enlèvent l'eau de l'atmoſphère, deſsèchent, pour ainſi dire, l'air

avec une énergie très-considérable, & absorbent une quantité de ce fluide plus considérable que leur poids ; cela est sur-tout remarquable pour la potasse sèche, ainsi que pour l'acide sulfurique rendu concret par le froid ; ces deux sels deviennent d'abord mous, & prennent bientôt une liquidité épaisse semblable à la consistance de quelques huiles, ce qui a fait appeller le premier *huile de tartre*, & le second *huile de vitriol*, quoique ces noms soient très-mal appliqués & plus susceptibles d'induire en erreur que d'éclairer les personnes qui commencent l'étude de la chimie. Quelques autres sont encore très-déliquescens, mais n'attirent pas l'humidité avec autant de promptitude, & en aussi grande quantité que les précédens ; tels sont le nitrate & le muriate calcaires, le nitrate & le muriate de magnésie ; enfin, il y en a qui ne font que s'humecter sensiblement, & qui ne se fondent point complètement, comme le nitrate de soude, le muriate de potasse, le sulfate ammoniacal, &c.

L'efflorescence a été ainsi nommée, parce que les sels qui en sont susceptibles semblent se couvrir de petits filets blancs semblables aux matières sublimées qu'on connoît en chimie sous le nom de *fleurs*. Cette propriété est l'inverse de la déliquescence ; dans celle-ci les cristaux salins décomposent l'atmosphère humide, parce qu'ils ont une

attraction élective plus forte pour l'eau que l'air atmosphérique ; dans l'efflorescence, au contraire, c'est l'atmosphère qui décompose les cristaux salins, parce que l'air a plus d'affinité avec l'eau que n'en ont les sels qui forment ces cristaux. C'est donc l'eau de la cristallisation qui est enlevée par l'efflorescence, & telle est la cause pour laquelle les sels qui s'effleurissent perdent leur transparence, leur forme & une partie de leur masse. Il est essentiel d'observer que tous les cristaux salins efflorescens éprouvent de la part de l'air une altération semblable à celle que la chaleur leur fait subir ; c'est une sorte de calcination lente & froide qui décompose les sels cristallisés, & qui en sépare l'eau à laquelle ils doivent leur forme cristalline, & toutes les propriétés qui les caractérisoient cristaux salins ; aussi un sel complètement effleuri éprouve-t-il exactement la même perte de poids dans cette opération que lorsqu'on le desséche par l'action du feu. Remarquons encore que les sels dont les cristaux sont efflorescens appartiennent à la classe des plus dissolubles, & de ceux qui cristallisent par le refroidissement de leurs dissolutions.

Il en est de l'efflorescence comme de la déliquescence ; elle n'est pas la même pour tous les sels neutres dans lesquels on l'observe. Il en est comme le sulfate & le carbonate de soude, qui

s'effleuriſſent promptement, & juſqu'à la dernière parcelle criſtalline, de ſorte qu'ils ſe trouvent réduits en une pouſſière blanche très-fine; comme ils ont perdu plus de la moitié de leur poids par cette décompoſition de leurs criſtaux, on peut en conclure que c'eſt en raiſon de la grande quantité d'eau qui entre dans leur criſtalliſation, qu'ils éprouvent une efflorescence auſſi complète; & en effet les ſels qui ne s'effleuriſſent que très-peu, tels que le borax, le ſulfate d'alumine & de magnéſie, ne contiennent point une auſſi grande quantité de ce fluide dans leurs criſtaux. Si l'effloreſcence dépend d'une attraction elective plus forte entre l'air & l'eau qu'entre cette dernière & les ſels, lorſque l'atmoſphère ſera très-sèche, ce phénomène aura lieu d'une manière plus marquée & plus prompte, & c'eſt auſſi ce que l'on obſerve, tandis que l'air chargé d'humidité n'a pas la même action ſur les ſels effloreſcens, & les laiſſe intacts. On peut encore confirmer cette aſſertion en répandant une petite quantité d'eau ſur les criſtaux ſalins ſuſceptibles d'effloreſcence; par ce moyen l'atmoſphère enlevant cette eau & s'en ſaturant ne touche point à celle qui entre dans la conſtitution des criſtaux, & ceux-ci reſtent ſans altération; mais ſi l'on n'a pas ſoin de renouveller ce fluide, l'air agit alors ſur le ſel criſtalliſé & en détruit la criſtalliſation. On

obſerve journellement ce phénomène dans les pharmacies où l'on a ſoin d'humecter le ſulfate de ſoude ou *ſel de Glauber* d'une petite quantité d'eau, afin de le conſerver bien criſtalliſé.

La diſſolution des ſels dans l'eau eſt un des phénomènes qui méritent le plus d'attention de la part des chimiſtes. Quelques perſonnes ayant obſervé qu'elle ſe fait ſans le mouvement ſenſible & ſans l'efferveſcence qui accompagne la diſſolution des métaux dans les acides, avoient propoſé de la diſtinguer de celle-ci par le nom de *ſolution*; mais l'une & l'autre de ces expreſſions ne préſentant point un ſens différent, & l'action réciproque des acides & des métaux étant tout-à-fait différente de la diſſolution des ſels dans l'eau, & tenant à des cauſes particulières que nous expoſerons plus bas, cette diſtinction ne peut avoir aucun avantage. La diſſolution des ſels dans l'eau a été regardée par quelques chimiſtes phyſiciens comme une ſimple diviſion mécanique des particules ſalines; mais il y a une pénétration intime entre ces deux corps: leur température change ſur le champ, & il paroît qu'il ſe paſſe entre les ſels & l'eau une vraie combinaiſon qu'on ne ſauroit expliquer par le ſeul écartement des molécules des ſels. Ceci eſt prouvé non-ſeulement par la température qui change dans ces opérations, mais encore par la poſſibilité de ſéparer un ſel de

l'eau par un autre ſel qui a plus d'affinité avec ce fluide ; c'eſt ainſi que la potaſſe précipite le ſulfate de potaſſe & le carbonate calcaire des eaux qui les tiennent en diſſolution ; toutes les précipitations des ſels les uns par les autres ne ſont pas à beaucoup près connues, & la chimie tireroit beaucoup d'avantages d'un travail ſuivi ſur cette matière importante. On a pu remarquer dans l'hiſtoire particulière de chaque ſubſtance ſaline qu'elles jouiſſent toutes d'un degré de ſolubilité différent, depuis celles qui ont une ſi grande tendance pour s'unir à l'eau qu'elles ſont toujours fluides, comme l'acide ſulfurique & l'acide nitrique, juſqu'à celles qui ſont preſque parfaitement inſolubles, comme le ſulfate barytique. Pluſieurs chimiſtes ont déjà eſſayé de préſenter des tables de la différente diſſolubilité des ſels ; mais ces tables ſeront incomplètes juſqu'à ce qu'on ait aſſez multiplié les expériences pour établir des proportions très-exactes entre ces diverſes ſolubilités. Nous rappellerons ici que tous les ſels ſimples, ſoit alcalins, ſoit acides, produiſent conſtamment de la chaleur lorſqu'on les diſſout dans l'eau, tandis qu'il s'excite toujours du froid pendant la diſſolution des ſels neutres. La meſure de ces changemens de température n'eſt point encore convenablement connue pour tous les ſels ; on commence à faire plus d'attention au-

jourd'hui à ce phénomène qu'on n'en faisoit autrefois. Elle conduira sans doute à des résultats utiles ; & déjà l'on peut entrevoir quelques vérités dont on n'avoit pas même soupçonné l'existence ; par exemple, en observant que les sels neutres qui produisent le plus de froid dans leur dissolution, comme le sulfate de soude, le nitrate, le muriate ammoniacal, sont beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, ne peut-on pas penser que cette dissolubilité plus grande dépend de ce qu'ils trouvent dans l'eau chaude une quantité plus considérable de chaleur qu'ils paroissent avoir, pour ainsi dire, besoin d'absorber pour se fondre & prendre l'état liquide ; à la vérité cet excès de chaleur leur est facilement enlevé par l'air, de sorte qu'il s'en précipite une partie sous la forme de cristaux pendant le refroidissement.



CHAPITRE XII.

Des attractions électives qui ont lieu entre les diverses matières salines.

Les découvertes dues aux travaux multipliés que les chimistes ont faits sur les matières salines depuis le milieu de ce siècle, leur ont appris que ces matières ont entr'elles différens degrés d'affinités ou d'attractions électives. Geoffroy est le premier qui les ait comparées les unes aux autres; mais les recherches des modernes ont démontré que sa table contenoit plusieurs erreurs. Bergman les a corrigées, & a fait connoître un beaucoup plus grand nombre d'attractions électives entre tous les sels; cependant en consultant les articles de la table du célèbre chimiste Suédois qui ont rapport aux attractions électives des substances salines entr'elles, on remarque que plusieurs ne sont point encore fondées sur un assez grand nombre d'expériences exactes, & qu'il en reconnoît lui-même l'incertitude. Sans étendre donc la théorie des attractions électives à un si grand nombre d'acides & de bases que l'a fait Bergman, il faut se borner dans l'état actuel de la

chimie à l'examen des affinités qui ont lieu entre les matières salines dont la nature & les propriétés sont les mieux connues.

Parmi les six espèces d'acides que nous avons examinés, l'acide sulfurique paroît être le plus fort ou celui dont les attractions électives sont en général les plus marquées pour les différentes bases; c'est-à-dire, qu'il enlève la plupart des bases alcalines ou salino-terreuses aux autres acides; ainsi il décompose les nitrates, les muriates, les fluates, les borates & les carbonates en dégageant leurs acides.

L'acide nitrique tient en général le second rang; il cède les bases alcalines à l'acide sulfurique, mais il les enlève aux quatre acides suivans.

Pour mieux faire connoître les différentes affinités qui ont lieu entre les acides minéraux & les bases salines du même règne, nous allons les présenter dans l'ordre où Bergman les range dans sa table des affinités. En considérant, 1°. chaque acide par rapport aux diverses bases auxquelles il peut s'unir; 2°. chaque matière alcaline relativement aux acides qui les saturent, & au degré d'adhérence qui les tient unies avec ces sels.

I. Les attractions électives de l'acide sulfurique pour les différentes bases sont disposées par

Bergman dans l'ordre ſuivant, en commençant par celle à laquelle il adhère le plus (1).

ACIDE SULFURIQUE.

Baryte.

Potaſſe.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnéſie.

Alumine.

Comme les acides nitrique & muriatique ont le même ordre d'attractions électives pour les baſes alcalines, nous les préſenterons ici à la ſuite des premiers.

ACIDE NITRIQUE.

Baryte.

Potaſſe.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnéſie.

Alumine.

---

(1) Nous avons déjà indiqué l'ordre des affinités des acides avec les baſes dans l'hiſtoire de chacun d'eux ; mais nous avons cru devoir les repréſenter ici en colonnes, comme on le fait dans les tables d'affinités, afin de les offrir ſous un ſeul point de vue, & d'en faire faire la comparaiſon.

Acide muriatique.

Baryte.

Potaſſe.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnéſie.

Alumine.

La baryte a donc avec les acides ſulfurique, nitrique & muriatique plus d'affinité que toutes les autres baſes, & elle décompoſe tous les ſels neutres formés par ces acides unis aux autres matières alcalines. Bergman place la magnéſie avant l'ammoniaque, parce qu'il aſſure que cette ſubſtance ſalino-terreuſe décompoſe les ſels ammoniacaux. Nous remarquerons que l'ammoniaque décompoſe plus complètement les ſels magnéſiens ; à la vérité toute la magnéſie n'eſt pas précipitée par cet alcali, & il reſte dans la liqueur des ſels mixtes ou triples formés par l'union des ſels magnéſiens avec les ſels ammoniacaux. Nous croyons cependant, malgré l'autorité de Bergman, qu'il y a une plus grande attraction élective entre les acides & l'ammoniaque, qu'entre les mêmes ſels & la magnéſie, parce que celle-ci, quoiqu'elle dégage un peu d'ammoniaque des ſels ammoniacaux par la voie humide, ne décompoſe pas ces ſels par la diſtillation ;

c'eſt pour cela que nous avons placé l'ammoniaque avant la magnéſie, & nous penſons que cette correction eſt néceſſaire dans la table de Bergman.

II. Les attractions électives de l'acide fluorique pour les baſes alcalines ſont très-différentes de celles des trois précédens ; les alcalis cèdent cet acide à la chaux & aux deux autres ſubſtances ſalino-terreuſes. Une diſſolution de fluate barytique dans l'eau chaude eſt précipitée par l'eau de chaux qui réforme ſur le champ du fluate calcaire ; il en eſt de même des autres ſels neutres fluoriques ; la chaux leur enlève cet acide, comme l'exprime la huitième colonne de la table de Bergman diſpoſée ainſi :

ACIDE FLUORIQUE.

Chaux.
Baryte.
Magnéſie.
Potaſſe.
Soude.
Ammoniaque.
Alumine.

Les mêmes phénomènes ont lieu par la voie sèche, car le fluate calcaire n'eſt pas décompoſé par les alcalis fixes purs & cauſtiques, mais il l'eſt par les carbonates de potaſſe & de ſoude.

III.

III. Bergman présente dans sa dixième colonne les affinités de l'acide boracique dans le même ordre que celles de l'acide fluorique, parce qu'en faisant chauffer dans de l'eau du borax avec la chaux vive, celle-ci se porte sur son acide, forme du borate calcaire très-peu soluble, & laisse la soude pure. Quant aux autres bases, il ne les a disposées que par analogie, & il ne regarde encore cette disposition que comme une conjecture probable. *Quod idem accidat cum alcali vegetabili, acido boracis saturato, hactenùs tantùm probabilis est conjectura, æquè ac terræ ponderosæ & magnesiæ positura.*

ACIDE BORACIN.

Chaux.
Baryte.
Magnésie.
Potasse.
Soude.
Ammoniaque.
Alumine.

IV. Les attractions électives de l'acide carbonique sont un peu différentes de celles qui ont été exposées pour les autres. Cet acide adhère plus à la baryte & ensuite à la chaux qu'à toute autre substance. Sa combinaison avec la magnésie est aussi détruite par l'ammoniaque, comme Berg-

man l'a prouvé par des expériences exactes. Nous ne ferons donc pas ici l'obſervation que nous avons faite ſur les autres acides, & nous préſenterons la partie de la colonne 25 de la table de ce célèbre chimiſte, qui exprime les attractions de l'acide carbonique pour les diverſes baſes ſalines.

ACIDE CARBONIQUE.

Baryte.
Chaux.
Potaſſe.
Soude.
Magnéſie.
Ammoniaque.
Alumine.

V. Les ſept baſes terreuſes ou alcalines dont nous avons examiné les combinaiſons avec les acides minéraux ont des attractions électives différentes les unes des autres pour ces mêmes acides. Cinq d'entr'elles, ſavoir, les deux alcalis fixes, l'ammoniaque, la chaux & l'alumine, ſe reſſemblent par l'ordre de leurs affinités. Toutes les cinq adhèrent aux acides dans les degrés de force ſuivans, l'acide ſulfurique, l'acide nitrique, l'acide muriatique, l'acide fluorique, l'acide boracique & l'acide carbonique; mais la baryte & la magnéſie ont des affinités différentes de

celles de ces cinq premières bases avec les acides minéraux, & analogues entr'elles.

Voici comment Bergman dispose les attractions électives de la baryte & de la magnésie relativement aux acides minéraux.

BARYTE & MAGNÉSIE.

Acide sulfurique.
Acide fluorique.
Acide nitrique.
Acide muriatique.
Acide boracique.
Acide carbonique.

Il n'y a d'autres différences entre ces affinités & celles des cinq bases précédentes, si ce n'est que l'acide fluorique est avant les acides nitrique & muriatique, ce qui indique que les nitrates & les muriates barytiques & magnésiens sont décomposés par l'acide fluorique ; tandis que les fluates barytique & magnésien ne cèdent pas leurs bases aux acides nitrique & muriatique.

VI. Les attractions électives que nous venons d'exposer indiquent l'ordre des décompositions simples qui ont lieu dans le mélange de trois matières salines entr'elles ; mais ce n'est point assez de connoître ces affinités ou attractions électives simples, il faut encore étudier celles

qui se passent souvent entre quatre de ces substances.

On doit se rappeller qu'on entend par affinité double une force combinée en vertu de laquelle un composé de deux corps qui ne peut être détruit ni par un troisième, ni par un quatrième autre corps séparé, l'est cependant avec la plus grande facilité lorsque ces deux derniers sont combinés ensemble. Cette double attraction élective a très-souvent lieu dans les sels neutres; c'est ainsi que le sulfate, le nitrate & le muriate calcaires ne sont point décomposés par l'ammoniaque ni par l'acide carbonique seuls, parce que le premier de ces corps a moins d'affinité avec les acides sulfurique, nitrique & muriatique, que n'en a la chaux, tandis que le second en a moins avec la chaux, que n'en ont les mêmes acides; mais lorsqu'on présente à ces sels calcaires un composé d'ammoniaque & d'acide carbonique, ce composé devient susceptible de détruire l'adhérence de leurs principes. J'ai fait voir dans le chapitre du premier volume où je traite des affinités en général, qu'on pourroit expliquer la raison de ce phénomène, en exprimant par des nombres les différens degrés d'attractions électives. J'ai essayé d'appliquer cette idée aux matières salines; mais comme on ne connoît point encore bien la na-

ture & les combinaiſons des acides fluorique & boracique, je n'ai fait cette application qu'aux acides ſulfurique, nitrique, muriatique & carbonique, conſidérés relativement aux baſes ſalines minérales, & aux différens degrés d'adhérence qu'ils paroiſſent avoir avec ces baſes. Les nombres que j'ai ſuppoſés pour exprimer ces divers degrés d'adhérence, ſont fondés ſur le réſultat des décompoſitions ſimples; on doit être prévenu qu'ils ne ſont peut-être pas très-exactement l'expreſſion de la force d'affinité, mais qu'ils ne ſont deſtinés qu'à faire concevoir la cauſe des affinités doubles.

Je donnerai d'abord la table des affinités numériqnes des quatre acides déſignés avec ſix baſes, je n'y comprends pas encore la baryte, parce qu'on ne connoît point encore aſſez ſes diverſes combinaiſons ſalines. J'expoſerai enſuite dans des tableaux particuliers le jeu des affinités doubles connues entre les ſels neutres, en adoptant la diſpoſition donnée par Bergman, & que j'ai déjà décrite à l'article des affinités en général. Je rappellerai ici que, dans cette ingénieuſe diſpoſition à laquelle je n'ai fait qu'ajouter l'expreſſion des affinités par des nombres, la ſomme des deux nombres verticaux qui déſignent les attractions divellentes doit

l'emporter ſur celle des nombres horizontaux qui indiquent les attractions quieſcentes, pour qu'il exiſte une décompoſition par affinité double.

TABLEAU des degrés d'attraction exprimés par des nombres entre quatre acides & ſix baſes.

PREMIERE COLONNE.

L'acide ſulfurique a pour ſe combiner avec	la potaſſe, une affinité égale à	8
	la ſoude	7
	la chaux	6
	l'ammoniaque	4
	la magnéſie	$3\frac{1}{2}$
	l'alumine	2

SECONDE COLONNE.

L'acide nitrique a pour ſe combiner avec	la potaſſe, une affinité égale à	7
	la ſoude	6
	la chaux	4
	l'ammoniaque	3
	la magnéſie	2
	l'alumine	1

TROISIEME COLONNE.

L'acide muriatique a pour se combiner avec	la potasse, une affinité égale à	6
	la soude	5
	la chaux	3
	l'ammoniaque	2
	la magnésie	1
	l'alumine	$\frac{1}{2}$

QUATRIEME COLONNE.

L'acide carbonique a pour se combiner avec	la chaux, une affinité égale à	3
	la potasse	2
	la soude	1
	l'ammoniaque	$\frac{3}{4}$
	la magnésie	$\frac{1}{3}$
	l'alumine	$\frac{1}{4}$

TABLEAU de dix espèces d'affinités doubles qui ont lieu entre divers sels neutres & qui sont exprimés par des nombres pris du tableau précédent.

PREMIER EXEMPLE.

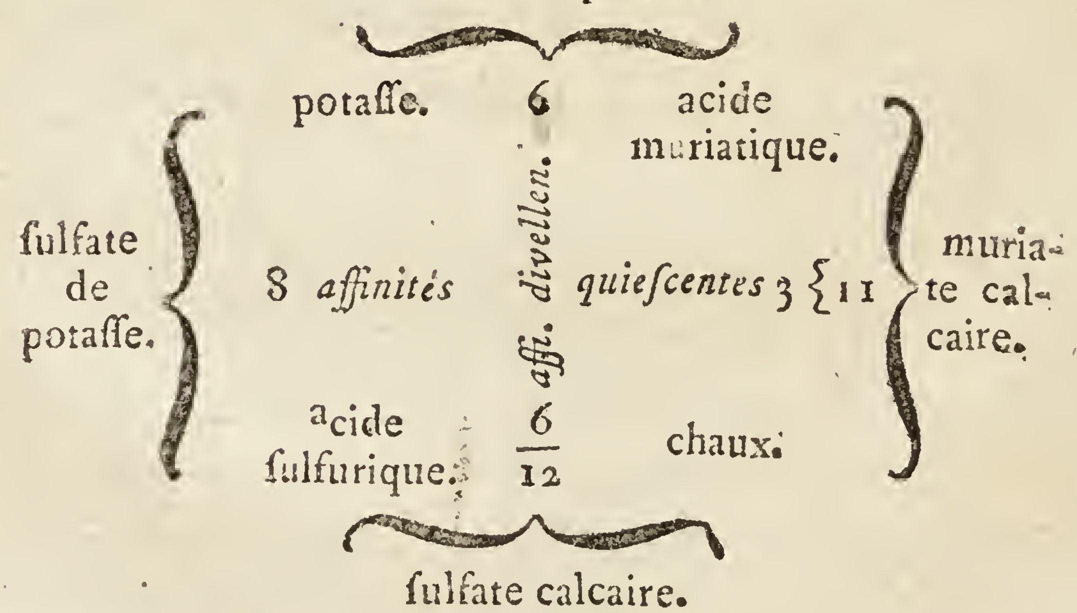
nitre.

	potasse.	7	acide nitrique.	
sulfate de potasse.	*8 affinités*	*aff. divellen.*	*quiescentes* 4 { 12	nitrate calcaire.
	acide sulfurique.	$\frac{6}{13}$	chaux.	

sulfate calcaire.

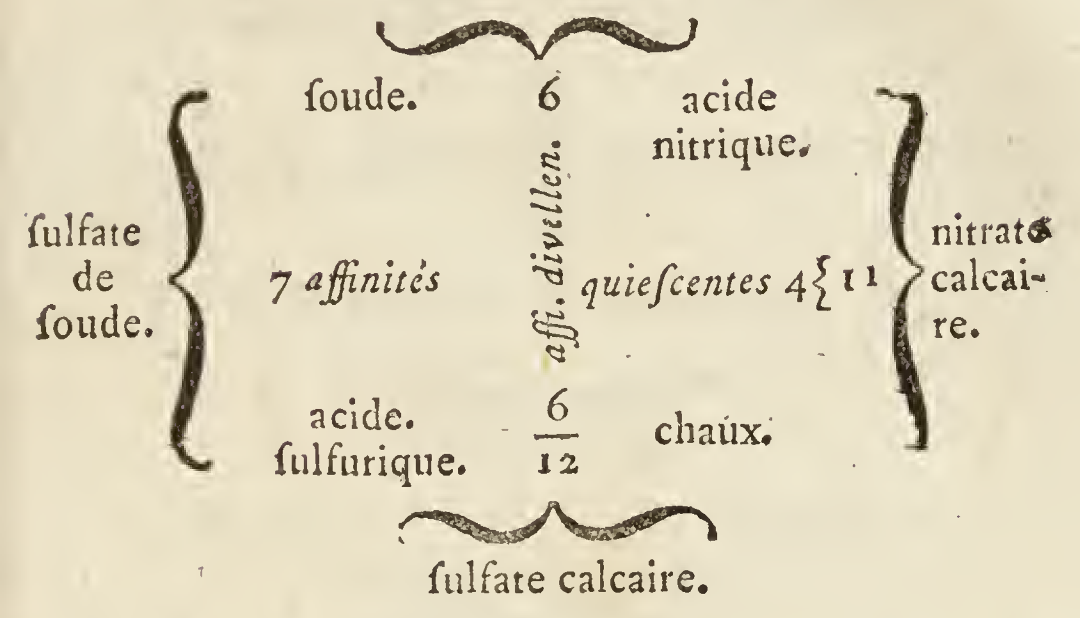
SECOND EXEMPLE.

muriate de potasse.

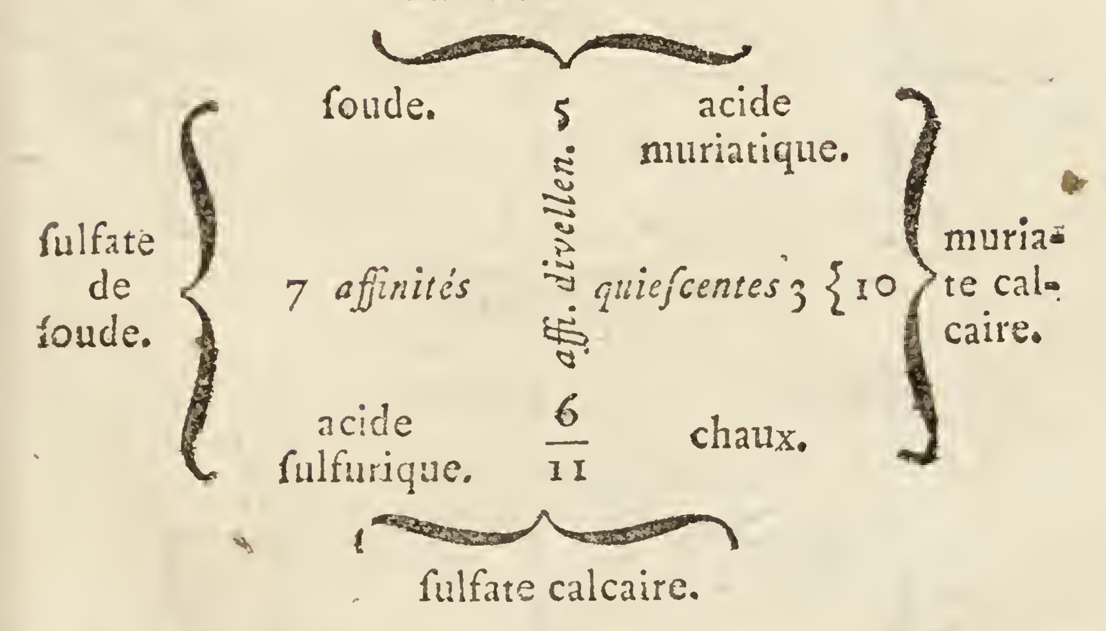


* Ce nombre mis à droite dans une petite accolade est la somme des deux affinités horizontales, ou *quiescentes*,

TROISIEME EXEMPLE.



QUATRIEME EXEMPLE.



---

qui doit être moindre que celle des affinités verticales, ou *divellentes*, pour que la double décompoſition ait lieu.

CINQUIEME EXEMPLE.

sulfate ammoniacal.

sulfate calcaire	acide sulfurique.	4	ammoniaque.		carbonate ammoniacal, ou alcali volatil concret
	6 *affinités*	*affi. divelr.*	*quiesc.* $\frac{3}{4}$	{ $6\frac{3}{4}$	
	chaux.	$\frac{3}{7}$	acide carboniqu.		

carbonate calcaire.

SIXIEME EXEMPLE.

nitrate ammoniacal.

nitrate calcaire	acide nitrique.	3	ammoniaque.		carbonate ammoniacal.
	4 *affinités*	*affi. divel.*	*quiesc.* $\frac{3}{4}$	{ $4\frac{3}{4}$	
	chaux.	$\frac{3}{6}$	chaux.		

carbonate calcaire.

SEPTIEME EXEMPLE.

muriate ammoniacal.

muriate calcaire	acide muriatique	2	ammoniaque.		carbonate ammoniacal.
	3 *affinités.*	*affi. divel.*	*quiesc.* $\frac{3}{4}$	{ $3\frac{3}{4}$	
	chaux.	$\frac{3}{5}$	acide carboniq.		

carbonate calcaire.

HUITIEME EXEMPLE.

ſulfate magnéſien, ou ſel d'Epſum.

ſulfate calcaire	acide ſulfurique.	$3\frac{1}{2}$	magnéſie.		carbonate de magnéſie, ou magnéſie efferveſcente.
	6 affinités.	*affi. divel.*	*quieſc.* $\frac{1}{3}$	$\{ 6\frac{1}{3}$	
	chaux.	$\frac{3}{6\frac{1}{2}}$	acide carbonjq.		

carbonate calcaire.

NEUVIEME EXEMPLE.

nitrate magnéſien.

nitrate calcaire	acide nitsique.	2	magnéſie.		carbonate magnéſien
	4 *affinités*	*affi. divel.*	*quieſc.* $\frac{1}{3}$	$\{ 4\frac{1}{3}$	
	chaux.	$\frac{3}{5}$	acide carboniq.		

carbonate calcaire.

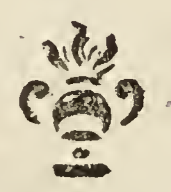
DIXIEME ET DERNIER EXEMPLE.

muriate magnéſien.

muriate calcaire	acide muriatique	1	magnéſie.		carbonate de magnéſie.
	3 *affinités*	*affi. diuel.*	*quieſc.* $\frac{1}{3}$	$\{ 3\frac{1}{3}$	
	chaux.	$\frac{3}{4}$	acide carboniq.		

carbonate calcaire.

Ces dix affinités doubles ne ſont pas les ſeules qui exiſtent entre tous les ſels neutres que nous avons examinés ; nous avons vu , par exemple , que les ſels barytiques ne ſont pas décomposés par la potaſſe , tandis que les carbonates de potaſſe & de ſoude les décompoſent ; que le fluate calcaire préſente le même phénomène ; ces deux eſpèces d'affinités doubles , & peut-être quelques autres qui ne ſont point encore connues entre les ſels, n'ont point été repréſentées dans la table précédente, parce qu'on n'a point encore aſſez étudié les attractions électives de la baryte & de l'acide fluorique, pour que nous ayons pu les déſigner par des nombres. Lorſque les recherches néceſſaires pour acquérir ces connoiſſances auront été faites, il ſera ſans doute néceſſaire de changer les nombres indiqués, pour les faire quadrer avec les affinités que l'on découvrira ; mais la méthode propoſée reſtera toujours & elle ne pourra même acquérir que plus d'exactitude.



TROISIEME SECTION.

DE LA MINÉRALOGIE.

Corps combustibles.

CHAPITRE PREMIER.

Des corps combuſtibles en général.

Nous avons déjà parlé de la combuſtion dans l'hiſtoire de l'air. L'ordre que nous avons adopté exige que nous rappellions en peu de mots ce qui a été dit ſur cet objet.

Un corps combuſtible eſt, ſuivant Stahl, un compoſé qui contient le feu fixe ou le phlogiſtique. La combuſtion n'eſt, d'après ſa théorie, que le dégagement de ce feu fixé, & ſon paſſage à l'état de feu libre ; ce dégagement ſe manifeſte par la lumière & par la chaleur. Lorſqu'il eſt entièrement fini, le corps qui l'a éprouvé rentre dans la claſſe des matières incombuſtibles, & on peut lui rendre ſa première combuſtibilité en lui rendant ſon phlogiſtique, ou en lui uniſſant la matière du feu fixée dans un autre corps. Nous avons trouvé

quatre grandes difficultés dans cette théorie; 1°. l'impossibilité de démontrer la présence du phlogistique; 2°. l'augmentation de poids par la combustion qui ne peut pas se concevoir avec la perte d'un principe; 3°. la perte de poids du corps par l'addition du phlogistique, lorsqu'on le fait passer de l'état incombustible à l'état inflammable; 4°. le peu d'attention que Stahl avoit faite à la nécessité de l'air.

Ce dernier phénomène mieux observé, & l'augmentation de poids des corps combustibles pendant leur combustion, a fait naître la théorie suivante.

Un corps n'est combustible que parce qu'il tend fortement à se combiner avec la base de l'air vital ou l'oxigène. La combustion n'est que l'acte même de cette combinaison, elle n'a lieu qu'autant que l'oxigène perd le calorique qui le tenoit en état d'air. Cette opinion est fondée sur les quatre faits suivans : 1°. Un corps ne peut brûler sans air vital; 2°. plus l'air est pur, plus la combustion est rapide; 3°. dans la combustion il y a absorption de l'air & augmentation de poids dans le corps brûlé; 4°. enfin, le corps brûlé dans l'atmosphère contient en oxigène la partie en poids que l'air atmosphérique a perdue, & on peut souvent extraire cet oxigène par différens moyens que nous connoîtrons plus bas.

Macquer avoit réuni cette théorie avec celle de Stahl en regardant la lumière fixée comme le phlogiſtique, & en admettant l'air vital comme précipitant de la lumière ; il penſoit que dans toute combuſtion, le phlogiſtique étoit ſéparé dans l'état de lumière par l'air vital qui prenoit ſa place dans le corps combuſtible, & il regardoit ces deux matières, la lumière & l'air vital, comme les précipitans l'une de l'autre ; ainſi, lorſqu'on faiſoit paſſer la lumière fixée d'un corps combuſtible dans un corps déjà brûlé, il croyoit que ce paſſage n'avoit lieu qu'à meſure que l'air vital uni au corps brûlé cédoit ſa place à la matière de la lumière, & ſe tranſportoit dans celui d'où la lumière s'échappoit. La forme exacte & rigoureuſe que la doctrine moderne a acquiſe depuis quelques années n'exige, ne permet même plus qu'on ait recours à ces théories compliquées & forcées : en la rappellant ici nous ne ferons qu'ajouter à la ſimplicité & à la clarté.

L'air vital eſt composé d'une baſe fixable appellée *oxigène*, & qui eſt tenue en diſſolution dans l'état de fluide élaſtique par le calorique & la lumière. Lorſqu'on chauffe un corps combuſtible dans ce fluide, ce corps décompoſe l'air vital en s'emparant de ſa baſe ou de ſon oxigène, & alors le calorique & la lumière

devenus libres, reprennent tous leurs droits; & s'échappent avec les caractères qui les distinguent; savoir, le premier sous forme de chaleur, & la seconde sous celle de flamme. Suivant cette doctrine, l'air vital est le véritable & le seul corps combustible. Cette théorie semble ne pas détruire la présence du phlogistique dont la lumière joue ici le rôle, mais elle diffère de celle de Stahl par le lieu du phlogistique ou du feu fixé, que nous admettons dans le corps qui sert à la combustion, tandis que Stahl l'admettoit dans le corps combustible. Quoiqu'on puisse faire contre le principe oxigène de l'air vital une partie de l'objection qu'on a faite contre le phlogistique de Stahl, puisqu'on ne connoît pas plus ce principe isolé ou pur, puisqu'il est toujours ou combiné avec le calorique dans l'air vital, ou avec les corps combustibles lorsqu'ils ont brûlé; puisqu'enfin il ne fait comme le phlogistique que passer d'un corps dans un autre, & changer de combinaison sans pouvoir être séparé & présenté dans un état de pureté; il y a cependant une très-grande différence entre les deux théories; la dernière, celle que nous admettons, a tous les caractères de l'exactitude & de la vérité; elle est fondée sur l'addition ou la soustraction du poids, ce qui n'a jamais pu être fait dans la doctrine de Stahl.

Les

Les différens corps combustibles présentent beaucoup de degrés ou de différences dans leur tendance à se combiner avec l'oxigène ; & il paroît que le plus ou le moins de combustibilité dépend des rapports variés qui existent entre ce principe & les corps combustibles ; de sorte qu'on pourroit établir un ordre de leur combustibilité, & construire une table de leur affinité avec la base de l'air vital.

Cette variété d'affinité entre les corps combustibles & l'oxigène est la cause des différens phénomènes que ces corps présentent dans leur combinaison avec ce fluide.

On pourroit d'après cela distinguer quatre sortes de combustions.

1°. La combustion avec flamme & chaleur, comme celle du soufre, &c.

2°. La combustion avec chaleur sans flamme, comme celle de plusieurs métaux, &c.

3°. La combustion avec flamme sans chaleur, comme celle des phosphores, &c.

4°. La combustion très-lente, sans flamme ni chaleur apparentes, comme cela a lieu par le contact de certains corps combustibles avec l'air, ou lorsque l'oxigène fixé dans un corps & dépourvu de calorique, passe immédiatement, tacitement pour ainsi dire, de ce corps dans un autre.

Il faut observer qu'outre cette distinction,

la combuſtion diffère encore par un grand nombre d'autres phénomènes particuliers à chaque corps combuſtible. La rapidité, la couleur, l'étendue de la flamme, l'odeur qui l'accompagne, la quantité d'oxigène abſorbée, la forme, la couleur, la peſanteur, l'état du réſidu du corps brûlé, & pluſieurs autres circonſtances qu'il ſeroit inutile de développer ici, & qui ſeront traitées avec toute l'importance qu'elles méritent à l'article de chaque corps combuſtible, établiſſent les différences eſſentielles, & propres à caractériſer chacun des êtres qui appartiennent à cette claſſe.

En conſidérant toutes les variétés que préſentent les corps combuſtibles pendant leur combuſtion, on ne peut s'empêcher de convenir que leur cauſe n'eſt point encore connue, & qu'il reſte des découvertes importantes à faire ſur ce point de la théorie chimique ; déjà les degrés d'affinité différens que paroiſſent avoir les divers corps combuſtibles pour s'unir à l'oxigène peuvent ſervir à expliquer une partie de ces phénomènes ; en effet, il eſt naturel de croire qu'un corps qui a une grande attraction pour ſe combiner avec ce principe offrira dans cette combinaiſon plus de chaleur, plus de mouvement & plus de lumière, parce que celle-ci ſera ſéparée de l'air vital avec plus d'énergie. Mais cette doctrine n'explique point encore quelle eſt la cauſe

de la couleur si variée de la flamme des différens corps inflammables; pourquoi, par exemple, le cuivre brûle en verd, &c. Elle n'explique point non plus, au moins par des expériences, comment quelques matières combustibles brûlent sans flamme apparente, à moins qu'on ne croie avec plusieurs physiciens que la matière de la lumière est la même que celle de la chaleur, & n'en differe que parce qu'elle est plus divisée, plus éparpillée; or, on sait combien cette opinion souffre encore de difficultés. Si l'on se rappelle que la lumière est un des principes de l'air vital, & qu'elle s'en dégage pendant la combustion, on pourroit croire que ce corps est dégagé diversement de l'air vital par les différentes matières combustibles; qu'il y en a, par exemple, où toute la lumière, l'ensemble de ses sept rayons ou principes, est séparée; qu'il en est d'autres où il n'y a que le rayon orangé de dégagé comme par le gaz nitreux, le jaune ou le verd comme par le zinc & le cuivre; mais cette hypothèse, dont il a déjà été question dans l'histoire de la combustion traitée à l'article de l'air, n'est point encore appuyée par l'expérience. Il suffit qu'il soit presque démontré que la lumière est plutôt contenue dans l'air vital que dans les corps combustibles. En effet, comment concevoir qu'un corps aussi divisé & aussi élastique en même-temps que la lumière, puisse se fixer & prendre de la solidité?

N'est-il pas plus naturel & plus conforme à toutes les idées de la saine physique de penser que, loin de pouvoir prendre ainsi une forme solide, la lumière est plutôt capable de la faire perdre à ceux qui en jouissent, & qu'elle est une des causes de l'élasticité de l'air vital, qui n'est que l'oxigène solide par lui-même uni au calorique & à la lumière ?

Quoiqu'il reste donc encore quelques difficultés à résoudre dans l'histoire de la combustion, il est bien prouvé aujourd'hui que les corps combustibles qui onr brûlé ont tout-à-fait changé de nature ; que l'oxigène qui est fixé leur donne toujours plus de pesanteur absolue; & que ce principe y prend lui-même une forme plus solide que celle qu'il avoit dans sa combinaison avec le calorique & la lumière qui le constituent air vital.

Nous divisons les matières combustibles du règne minéral en cinq genres; savoir, le diamant, le gaz hydrogène ou inflammable, le soufre, les matières métalliques & les bitumes.



CHAPITRE II.

Genre I. *DIAMANT.*

LE diamant eſt une ſubſtance unique dans ſon eſpèce; on l'a placé avec les pierres, parce qu'il en a la dureté, l'inſipidité, l'inſolubilité. Il eſt d'ailleurs le plus tranſparent & le plus dur de tous les minéraux. Sa dureté eſt telle que l'acier le mieux trempé ne mord point ſur lui, & qu'on ne peut uſer les diamans qu'en les frottant l'un contre l'autre; c'eſt ce qu'on nomme égriſer.

Les diamans ſe trouvent aux grandes Indes, particulièrement dans les royaumes de Golconde & de Viſapour. On en tire auſſi du Bréſil; mais ils paroiſſent d'une qualité inférieure: on les connoît dans le commerce ſous le nom de *diamans de Portugal.*

Les diamans ſe rencontrent ordinairement dans une terre ochracée, jaunâtre, ſous des roches de grès & de quartz; on en trouve auſſi quelquefois dans l'eau des torrens; ces diamans ont été détachés de leurs mines. Il eſt rare que les diamans ſoient d'un certain volume. Les ſouverains de l'Inde gardent les plus volumi-

neux, afin que le prix de ces ſubſtances ne diminue point.

Les diamans ne ſortent pas de la terre avec leur éclat ; il ne s'en trouve de brillans que dans les eaux. Tous ceux que l'on retire des mines ſont enveloppés d'une croûte terreuſe qui recouvre une ſeconde couche de la nature du ſpath calcaire, ſuivant M. Romé de Liſle.

Souvent les diamans n'ont pas de forme régulière; ils ſont plats ou roulés. Quelquefois ils offrent des criſtaux réguliers en octaèdres, formés de deux pyramides quadrangulaires réunies par leurs baſes; on en trouve auſſi à 12, à 24 & à 48 faces.

Quelques diamans ſont parfaitement tranſparens & de la plus belle eau; d'autres ſont tachés, veinés, nués; alors ils perdent beaucoup de leur prix. Il en eſt qui ont des teintes uniformes & bien marquées de jaune, de rouge, de bleu, de noir; ces derniers ſont fort rares.

Les diamans paroiſſent être formés de lames appliquées les unes ſur les autres; on les diviſe aiſément en les frappant dans le ſens de ces lames avec un inſtrument de bon acier. Il y a cependant quelques diamans qui ne paroiſſent point compoſés de lames diſtinctes, mais de fibres entortillées, comme ſont celles que l'on

obſerve dans les nœuds du bois. Ces derniers ſont fort durs, & ne peuvent être travaillés; les lapidaires les nomment *diamans de nature.*

La tranſparence, la dureté du diamant, la forme criſtalline régulière qu'il affecte, avoient déterminé les naturaliſtes à ranger cette ſubſtance au nombre des pierres vitrifiables. Ils le regardoient comme la matière du criſtal de roche, la plus pure & la plus homogène. Ils le croyoient inaltérable au feu, parce que les joailliers ſont dans l'uſage de faire chauffer & même rougir les diamans tachés de jaune; par ce procédé, les taches deviennent noires, & n'empêchent pas l'éclat de la pierre. Cependant on ſavoit que le diamant étoit plus peſant & plus dur que le criſtal de roche, & qu'il avoit une propriété électrique très-marquée; mais on n'attribuoit cela qu'à ſon extrême pureté.

On ſait que tous les corps tranſparens pierreux ou ſalins refrangent la lumière en raiſon directe de leur denſité, mais que les corps tranſparens combuſtibles la refrangent en raiſon double de leur denſité. Le diamant a une force réfringente preſque triple de celle qu'il devroit avoir en raiſon de ſa denſité; il paroît que c'eſt de cette grande force réfringente que dépend le ſingulier éclat du diamant. Comme il eſt très-

transſparent, & que la lumière ſe refrange fortement entre ſes lames lorſqu'on multiplie ſes ſurfaces par la taille, chacune de ſes facettes fournit un faiſceau de lumière très-brillant. Auſſi ceux qui ſont taillés à facettes ſur toute leur circonférence ont-ils un éclat bien ſupérieur à ceux qui ne ſont taillés que d'un côté; c'eſt pour cela que les lapidaires déſignent les premiers ſous le nom de *brillans*, & qu'ils appellent les ſeconds des *roſes*.

Boyle avoit dit que le feu altéroit les diamans, & qu'il s'en dégageoit des vapeurs âcres; mais le fait annoncé par ce phyſicien ne fixa point l'attention des ſavans. Cependant Coſme III, grand duc de Toſcane, vit à Florence, en 1694 & 1695, le diamant ſe détruire au miroir ardent. L'empereur François I fut auſſi témoin à Vienne de la deſtruction du diamant par le ſimple feu des fourneaux.

M. d'Arcet, dans ſes belles expériences ſur les matières pierreuſes expoſées à l'action d'un feu violent & continu, n'oublia pas les diamans. Il annonça qu'ils s'évaporoient dans le ſens de leurs lames, & que ſi on arrêtoit l'évaporation à propos, ce qui reſtoit n'étoit nullement altéré, & n'offroit qu'un diamant de moindre volume.

M. d'Arcet voulant ſavoir ſi l'évaporation du

diamant n'étoit pas une ſimple décrépitation, imagina de le traiter dans des vaiſſeaux différemment fermés. Il prit une ſphère de pâte de porcelaine, & après l'avoir coupée en deux, il plaça un diamant au centre; il ajuſta enſuite les deux hémiſphères, de manière que le diamant ſe formant à lui-même ſa cavité, il n'y eût pas d'eſpace vide autour. Ayant laiſſé ces boules au four juſqu'à ce qu'elles fuſſent cuites, il les caſſa, & trouva la loge vide & le diamant évaporé, ſans qu'on pût appercevoir la moindre gerçure à la boule.

M. d'Arcet a varié cette expérience de pluſieurs manières; tantôt en prenant des boules de pâte de porcelaine, tantôt des creuſets de porcelaine cuite, fermés d'un bouchon de pareille matière, enduit avec une ſubſtance fuſible qui, en ſe vitrifiant au feu, faiſoit un lut hermétique. M. d'Arcet a toujours vu le diamant diſparoître, & en a conclu qu'il étoit évaporable ſans le ſecours de l'air.

Depuis, MM. d'Arcet & Roux ont obſervé qu'il n'étoit pas néceſſaire d'avoir recours à des feux d'une ſi grande violence, pour opérer la volatiliſation du diamant; & en 1770 M. Roux en volatiliſa un, aux écoles de médecine, en cinq heures de temps, dans un fournau de coupelle.

En 1771 Macquer obſerva un nouveau phénomène relatif à la deſtruction de cette ſubſtance. Ayant eu un diamant à volatiliſer, il employa le fourneau de Pott, auquel il avoit fait quelques corrections. Ce fourneau, lorſqu'il eſt terminé par un tuyau de poële de dix à douze pieds de hauteur, produit une chaleur égale à celle d'un four à porcelaine dure. Macquer avoit placé une moufle au centre de ſon fourneau, qui n'avoit qu'un tuyau de deux pieds. Il mit un diamant taillé en brillant, & peſant trois-ſeizièmes de karat, dans une coupelle qu'il plaça d'abord au-devant de la moufle bien rouge; il eut ſoin de ne l'enfoncer que par degrés, pour éviter que le diament ne s'éclatât. Au bout de vingt minutes, ayant obſervé le diamant, il le trouva augmenté de volume & beaucoup plus brillant que la capſule dans laquelle il étoit; enfin il obſerva une flamme légère & comme phoſphorique, qui formoit une auréole très-marquée autour de la pierre; mais il ne ſentit point de vapeurs âcres, comme l'avoit annoncé Boyle. Le diamant ayant été reporté ſous la moufle, au bout de trente minutes il étoit entièrement diſparu, ſans laiſſer après lui aucune trace. Ainſi Macquer a volatiliſé en moins d'une heure un diamant de près de quatre grains, & il a vu que ce corps brûle

avec une flamme sensible à la manière des autres corps combustibles.

Ce fait annoncé par Macquer a été vérifié plusieurs fois depuis. En 1775 Bucquet a volatilisé un diamant d'environ trois grains & demi; il s'est servi du fourneau de Macquer, mais sans tuyau, & la moufle est restée ouverte presque tout le tems de l'opération, afin qu'on pût voir ce qui se passoit pendant la combustion du diamant. Il est resté environ quinze minutes avant de s'enflammer, & à compter du moment de l'inflammation, il n'a pas fallu vingt-cinq minutes pour son entière volatilisation.

Comme aucune de ces expériences ne démontroit ce que devenoit le diamant, MM. Macquer, Lavoisier & Cadet résolurent de faire quelques essais dans des vaisseaux clos. Ils chauffèrent vingt grains de diamans dans une cornue de grès, avec un appareil propre à retenir les produits, s'il eût passé quelque chose; ils employèrent un feu de la plus grande violence, & n'obtinrent rien; ils trouvèrent les diamans bien entiers, mais ayant perdu un peu de leur poids; ils soupçonnèrent dès-lors que cette perte dépendoit de ce que les diamans avoient brûlé en partie, à l'aide du peu d'air renfermé dans les vaisseaux; les diamans d'ailleurs étoient couverts d'un enduit noirâtre, & comme char-

bonneux, qui disparoissoit promptement en les frottant sur la meule.

Pendant que les chimistes s'occupoient des recherches sur le diamant, les lapidaires croyoient toujours à la parfaite indestructibilité de cette pierre. L'un d'eux, M. le Blanc, porta chez M. Rouelle un diamant pour être exposé au feu; mais il voulut l'envelopper à sa manière. En conséquence, il le mit dans un creuset avec un cement de craie & de poudre de charbon; ce premier creuset fut enfermé dans un autre, fermé de son couvercle & luté avec le sable des fondeurs. Cet appareil resta au feu pendant quatre heures, ainsi que plusieurs autres diamans sur lesquels M. Rouelle travailloit. Au bout de ce tems, les diamans de M. Rouelle avoient disparu, ainsi que celui de M. le Blanc. M. Maillard, autre lapidaire, se rendit chez M. Cadet, où travailloient MM. Macquer & Lavoisier; ayant apporté trois diamans, il proposa de les exposer au feu, après qu'il les auroit cementés à sa manière. Il remplit de charbon pilé & bien pressé le fourneau d'une pipe, & ayant mis les diamans au centre du charbon, il couvrit la pipe d'une plaque de fer qu'il luta avec le sable des fondeurs; la pipe fut renfermée dans un creuset garni de craie & revêtu d'un enduit de sable détrempé avec l'eau salée. Le tout fut

mis au fourneau de Macquer, & essuya un feu tel qu'au bout de deux heures l'appareil étoit ramolli & prêt à couler. Après l'opération, le creuset étoit vitrifié & informe; on le cassa avec précaution, & l'on trouva la pipe bien entière: le charbon qu'elle contenoit étoit parfaitement noir, & les diamans n'avoient rien perdu. Ils étoient seulement noircis à leur surface, mais en les frottant sur la meule, ils redevinrent blancs & brillans. Macquer a répété cette expérience dans le grand four qui cuit la porcelaine dure de Sèves, elle a réussi de même; cependant, comme le fer qui couvroit la pipe avoit été fondu, une partie ayant atteint le diamant, l'avoit scorifié d'un côté, mais l'autre étoit bien entier; le feu avoit duré vingt-quatre heures.

M. Mitouard, ayant eu occasion de traiter plusieurs diamans dans des vaisseaux fermés & avec différens cemens, a reconnu que le charbon étoit celui de tous qui empêchoit le mieux la combustion de ce corps.

Tous les chimistes ont été persuadés par ces faits que le diamant brûloit à la manière des corps combustibles, & qu'il ne se détruisoit, comme le charbon, qu'autant qu'il avoit le contact de l'air. Cependant les expériences très-

bien faites & très-multipliées de M. d'Arcet sembloient établir le contraire. Pour éclaircir ce point de théorie, Macquer prit du charbon en poudre, il en remplit plusieurs boules de porcelaine cuite & plusieurs creusets de pâte de porcelaine; le charbon se réduisit en cendres dans les creusets de porcelaine non cuite, les cendres même se vitrifièrent, tandis que le charbon renfermé dans les vaisseaux de porcelaine cuite resta sans altération; d'où ce chimiste a conclu qu'il y a une grande dffiérence entre ces deux sortes de vaisseaux. Il pense que pendant la cuite de la porcelaine il se fait des fentes, des gerçures peu sensibles, mais suffisantes pour faciliter la combustion, & que ces porcelaines prenant de la retraite en se refroidissant, toutes ces petites ouvertures se referment & disparoissent entièrement après la cuite.

M. Lavoisier a ajouté à ces expériences de nouvelles recherches qui prouvent que le diamant ne se brûle qu'autant qu'il a le contact de l'air. Il a exposé des diamans au foyer de la lentille de M. de Trudaine, après les avoir couverts d'une cloche sous laquelle il a fait monter de l'eau ou du mercure en aspirant l'air. Ce chimiste, dans des travaux sur les effets du verre ardent, faits en commun avec MM. Mac-

quer, Cadet & Briſſon, avoit déjà obſervé que ſi on chauffoit bruſquement les diamans, ils pétilloient & s'éclatoient ſenſiblement, ce qui n'arrive pas lorſqu'on les chauffe lentement & par degrés. Il a vu auſſi les diamans ſe fondre & couler en certains endroits : la ſurface de ceux qui étoient reſtés quelque tems expoſés au feu de la lentille lui a paru criblée de petits trous comme une pierre ponce. En les chauffant dans l'appareil pneumato-chimique décrit ci-deſſus il s'eſt convaincu que le diamant ne brûloit que pendant un certain tems plus ou moins long, à raiſon de la quantité d'air contenu ſous la cloche; il a examiné l'air dans lequel avoit brûlé le diamant, & il l'a trouvé abſolument ſemblable à celui qui reſte après la combuſtion de tous les autres corps combuſtibles, c'eſt-à-dire, privé de la partie d'air vital propre à entretenir ce phénomène. Une circonſtance qu'il faut noter, c'eſt que cet air réſidu de la combuſtion du diamant précipitoit l'eau de chaux & contenoit de l'acide carbonique.

Pour conſtater de plus en plus la nature du diamant, M. Lavoiſier a eſſayé de le brûler ſous une cloche pleine d'acide carbonique. Le diamant a éprouvé un peu de déchet dû ſans doute à une portion d'air mêlé à cet acide. Ce chimiſte penſe que cette perte dépend auſſi en

grande partie de la volatilisation du diamant ; & il en conclut que ce corps pourroit se volatiliser en entier dans des vaisseaux fermés, si on lui appliquoit une chaleur suffisante. M. Lavoisier ayant opéré de même sur le charbon, a eu des résultats analogues, soit relativement à la combustion, soit relativement à la volatilisation. Il a aussi vu le diamant se noircir toujours à sa surface.

Il résulte de ces différens faits, que le diamant est une substance très-différente des pierres ; que c'est, au contraire, un véritable corps combustible, susceptible de brûler avec flamme toutes les fois qu'on le chauffe jusqu'à le faire rougir avec le contact de l'air ; en un mot, que c'est un corps combustible volatil, puisque le diamant ne laisse aucun résidu fixe ; qu'il ressemble parfaitement au charbon par la manière dont il se comporte au feu, encore qu'il en diffère beaucoup par sa transparence, sa pesanteur, sa dureté, & plusieurs autres propriétés. Toutes ces expériences, ainsi que l'art de cliver le diamant, ont appris qu'il est formé de lames ou de couches placées les unes sur les autres ; qu'il y a quelquefois entre ces couches une matière étrangère colorante à laquelle est peut-être dû l'enduit charbonneux dont se couvrent les diamans

chauffés,

chauffés, sur-tout dans les vaisseaux fermés. C'est cette couche colorée placée plus ou moins profondément, qui rend incertain le procédé employé par les lapidaires pour blanchir les diamans tachés. Si elle est peu profonde, elle peut se détruire facilement, & le diamant sera blanchi. Si elle est, au contraire, dans l'intérieur de ce corps, on ne pourra l'enlever que par la destruction successive des lames qui la recouvrent, & alors il faut quelquefois détruire presqu'entiérement le diamant avant de lui enlever sa couleur.

Malgré tous ces travaux, on ne sait rien encore sur la composition du diamant, & on doit le regarder, dans l'état actuel de nos connoissances, comme un corps combustible particulier & différent de tous les autres.

Le diamant n'est d'usage que comme ornement; mais la propriété qu'il a de réfranger les rayons lumineux, de les décomposer & d'offrir à l'œil les couleurs les plus brillantes & les plus vives, le rend véritablement précieux, sans qu'on puisse attribuer au caprice de la mode l'estime dont il jouit. Sa dureté excessive à laquelle il doit le poli inaltérable de ses surfaces, sa rareté & l'art de la taille ajoutent encore à son prix. On s'en sert avec avantage pour graver sur le verre & sur les pierres dures, & pour

donner à ces corps la forme & les grandeurs convenables.

La pouſſiere des diamans ſert à uſer & à polir ceux qui ſont entiers.

CHAPITRE III.

Genre II. *GAZ HYDROGENE.*

LE gaz nommé *air inflammable* par Prieſtley, & que nous déſignons par le nom de *gaz hydrogène*, eſt un fluide aériforme qui jouit de toutes les propriétés apparentes de l'air. Il eſt environ 13 fois plus léger que lui, il ne peut ſervir à la combuſtion, il tue très-promptement les animaux en leur donnant des convulſions vives. Il a une odeur forte & très-reconnoiſſable : une de ſes propriétés caractériſtiques eſt de s'allumer lorſqu'il eſt en contact avec l'air & qu'on lui préſente un corps enflammé, ou qu'on y fait paſſer l'étincelle électrique.

Le gaz hydrogène étoit connu depuis long-temps dans la nature & dans l'art. Les mines métalliques, celles de charbon de terre, la ſurface des eaux, les matieres animales ou végétales en putréfaction avoient offert un grand nombre d'exemples de vapeurs combuſtibles naturelles. L'art s'étoit exercé à en produire

dans la diſſolution de pluſieurs métaux par les acides ſulfurique & muriatique, par la diſtillation des ſubſtances animales & végétales. Mais perſonne avant M. Prieſtley n'avoit imaginé de recueillir ces vapeurs dans des récipiens, & d'en examiner les propriétés. Ce phyſicien a découvert qu'elles formoient une eſpece de fluide élaſtique permanent.

Le gaz hydrogène préſente tous les phénomènes des corps combuſtibles dans un degré très-marqué. Comme eux il ne peut brûler ſans le contact de l'air; il brûle avec une flamme plus ou moins rouge lorſqu'il eſt bien pur, & bleue ou jaune, quand il eſt uni à quelque ſubſtance capable de modifier ſes propriétés. Souvent il pétille & produit en brûlant de petites étincelles brillantes, avec un bruit ſemblable à celui du nitre qui détone. Il s'excite dans ſa combuſtion une chaleur vive. Il s'allume par le contact de l'étincelle électrique.

Il brûle d'autant plus rapidement qu'il eſt environné d'une plus grande quantité d'air. Comme ces deux fluides ont une aggrégation pareille, on conçoit qu'il eſt poſſible de les mêler, de ſorte qu'une molécule de gaz hydrogène ſoit environné de molécules d'air; & qu'alors il doit brûler avec rapidité. C'eſt auſſi

ce qui a lieu lorſqu'on enflamme un mélange de deux parties d'air atmoſphérique & d'une partie de gaz hydrogène ; ce mélange s'allume, il brûle dans un inſtant, & en produiſant une exploſion vive ſemblable à celle de la poudre à canon ; le gaz hydrogène ſeul ne brûle, au contraire, que lentement & à ſa ſurface.

On peut le faire brûler de même en un inſtant & avec beaucoup plus de véhémence, ſi on en mêle deux ou trois parties avec une partie d'air vital ou gaz oxigène ; il produit alors une exploſion beaucoup plus conſidérable que dans l'expérience précédente.

M. Cavendiſch avoit remarqué, pluſieurs années avant M. Lavoiſier, que toutes les fois qu'on brûloit du gaz hydrogène il ſe manifeſtoit toujours des gouttes d'eau. En faiſant brûler ce gaz dans un vaiſſeau plein d'air vital, & au-deſſus du mercure, il ſe fait un vide dans l'appareil, le mercure remonte, & les parois du vaſe ſe trouvent enduites d'une grande quantité de gouttelettes d'eau très-pure qui augmente en quantité à meſure que la combuſtion s'opere. M. Lavoiſier a combiné de cette maniere une aſſez grande quantité de ces deux fluides élaſtiques l'un avec l'autre pour pouvoir obtenir pluſieurs gros d'eau. Il a eu ſoin de faire paſſer l'un & l'autre de ces fluides à travers un

cylindre de verre rempli d'alcali fixe caustique bien sec, afin de les dépouiller de la portion d'eau qu'ils pouvoient contenir. L'eau qu'il a obtenue répondoit parfaitement par son poids à celui des fluides élastiques qu'il avoit employés; & il en a conclu qu'elle est en effet un composé de la base de ces deux gaz, savoir, de six parties en poids d'oxigène & d'une partie d'hydrogène; car il est aisé de concevoir, d'après tout ce que nous avons fait connoître jusqu'ici, que le calorique & la lumiere de l'air vital & du gaz hydrogène se dégagent pendant leur combustion. C'est à ce dégagement qu'on doit attribuer la pesanteur de l'eau comparée à celle des gaz oxigène & hydrogène; ce fluide est à la pesanteur du gaz hydrogène comme 11050 est à 1, en supposant celle de ce dernier gaz, relativement à celle de l'air, dans le rapport de 13 à 1; ce rapport sera encore bien plus éloigné si l'on éleve la légéreté du gaz hydrogène à 16, comme il paroît que cela peut être lorsqu'il est d'une parfaite pureté.

L'eau obtenue par la combustion de l'air vital & du gaz oxigène s'est trouvée contenir quelques grains d'acide nitrique. Pour concevoir la formation de cet acide, il faut se rappeller que M. Cavendisch l'a produit en combinant, à l'aide de l'étincelle électrique, sept parties d'air vital & trois parties de gaz azote de l'atmos-

phère. Or, l'air vital que M. Lavoisier a employé pour son expérience ayant été retiré du précipité rouge ou oxide mercuriel par l'acide nitrique, cet oxide qui l'a fourni a bien pu donner une petite quantité de l'azote qui entre dans sa composition ; ainsi cette portion d'acide ne change rien au résultat & aux assertions de M. Lavoisier sur la production de l'eau. Si l'on compare à cette belle expérience celle par laquelle le même chimiste a décomposé l'eau en la faisant tomber sur le fer, le zinc & le charbon rouge, ainsi que sur les huiles bouillantes, & en a retiré du gaz hydrogène en proportion de la combustion qui avoit lieu dans ces différens corps, on sera convaincu que cette théorie de la nature de l'eau est appuyée sur des fondemens aussi solides que toutes celles qui ont été proposées sur les différens faits chimiques.

La proportion des composans de l'eau, démontrée par les expériences les plus exactes, est de 85 parties d'oxigène & de 15 d'hydrogène en poids.

Il ne reste plus qu'un point à déterminer sur la nature du gaz hydrogène ; cet être est-il simple ou composé ; est-il d'une seule espece toujours identique ? Peut-on le regarder comme le phlogistique de Stahl, ainsi que le pensent plusieurs chimistes anglois, & sur-tout M. Kirwan ?

A l'égard de la premiere question, les chimistes sont aujourd'hui bien près d'être d'accord entr'eux sur l'identité de gaz inflammable retiré de substances très-différentes, & qui paroît jouir de propriétés diverses.

Il en est, à la vérité, quelques-uns qui pensent encore qu'il y en a réellement plusieurs especes; tels sont, suivant eux, le gaz inflammable obtenu du fer & du zinc par l'eau, qui brûle en rouge & détonne avec l'air vital. Celui que Lassone a retiré du bleu de Prusse, de la réduction des fleurs de zinc par le charbon, qui brûle sans détonner avec l'air; le gaz inflammable des marais qui brûle en bleu & ne détonne pas; celui que l'on obtient de la distillation des matieres organiques & qui ressemble au gaz des marais. Mais une analyse exacte nous a prouvé que ces deux derniers sont des composés de véritable gaz hydrogène pur & détonnant, avec du gaz azote, & de l'acide carbonique en différentes proportions; & nous étions portés à croire avec l'illustre Macquer, en 1782, qu'il n'y a qu'un être de cette espece susceptible de plusieurs modifications par ses combinaisons avec différentes substances. Les travaux d'un grand nombre de physiciens célèbres, & en particulier de MM. Cavendisch, Priestley, Wath, Kirwan, Lavoisier, Monge, Berthollet, Morveau, &c.

ont confirmé cette opinion. Les mélanges de gaz étrangers indiqués, la dissolution du charbon, du soufre, du phosphore dans le gaz hydrogène dont ils augmentent la pesanteur & diminuent la combustibilité, annoncent que c'est à ces mélanges ou à ces combinaisons que sont dues les différences apparentes des gaz inflammables. Je crois donc qu'on peut regarder comme démontré aujourd'hui qu'il n'y a qu'une seule espece de gaz inflammable provenant toujours de la décomposition de l'eau, la reformant par son union avec l'air vital; en un mot, qu'il n'existe dans ce genre que le gaz hydrogène présentant plus ou moins d'inflammabilité & des couleurs diverses dans sa combustion, suivant qu'il est mêlé ou combiné avec différens autres corps.

Quant à la seconde question, quoique l'opinion de Bergman & des chimistes anglois qui regardent le gaz hydrogène comme le phlogistique de Stahl paroisse s'accorder avec un certain nombre de faits, il en est cependant un plus grand nombre qui empêchent qu'on puisse l'adopter. En effet, il paroît que ce ne sont point toujours les substances combustibles dans lesquelles Stahl admettoit la présence du phlogistique qui fournissent cette espece de fluide, & que l'eau contribue toujours à sa formation. M. Kirwan, qui s'occupe depuis quelques années

de l'examen de cette importante queſtion, n'a point encore trouvé, à notre connoiſſance, d'expérience qui puiſſe la démontrer poſitivement. Nous aurons ſoin d'expoſer dans pluſieurs autres articles de cet ouvrage ce que nous penſons du gaz hydrogène que ce célèbre chimiſte a obtenu d'une amalgame de zinc, ainſi que de quelques autres expériences analogues que pluſieurs phyſiciens ont oppoſées à notre doctrine. Nous n'entrerons point ici dans le détail des objections qu'on peut lui oppoſer, parce que nous riſquerions de n'être point entendus des perſonnes qui n'auront lu que ce qui précède ce chapitre de notre ouvrage; nous ferons connoître ces objections dans les chapitres où nous traiterons des ſubſtances métalliques, du phoſphore, &c. Quoi qu'il en ſoit, nous conviendrons ici qu'il ſeroit poſſible d'expliquer les phénomenes de la chimie en admettant l'hydrogène pour phlogiſtique; mais nous obſerverons en même-temps que cette théorie phlogiſtique exige des ſuppoſitions forcées, & qu'elle eſt bien loin de paroître auſſi ſimple & auſſi ſatisfaiſante que celle que nous avons adoptée comme le ſimple réſultat des faits (1).

(1) Voyez la traduction de l'ouvrage de M. Kirwan, & les notes que nous y avons ajoutées.

Aucun chimiste n'a pu, jusqu'à présent, séparer les principes du gaz hydrogène : c'est un être simple dans l'état actuel de nos connoissances ; sa base ou l'hydrogène se combine en entier avec celle de l'air pur ou l'oxigène, & forme de l'eau dans cette combinaison. On doit s'appercevoir que nous ne disons rien des théories de quelques auteurs qui ont avancé, les uns, que le gaz inflammable est un composé d'air & de la matiere du feu ; les autres, que c'est une modification de la lumiere, du feu, du fluide électrique, &c. Toutes ces assertions sont trop vagues, elles ressemblent trop au langage inexact & incertain des premiers tems de la physique, & elles sont trop éloignées des expériences & de toutes démonstrations, pour qu'elles nous paroissent devoir mériter une discussion soutenue. Suivant M. Kirwan, M. Crawford vient de faire voir que le gaz hidrogènè contient plus de lumière & de calorique que l'air vital, & que le rapport de lumière & de calorique dans ces deux gaz est comme 24 à 1. Il seroit très-utile de déterminer combien l'hydrogène perd de ces principes en entrant dans des combinaisons liquides ou solides. On ne peut douter que le gaz hydrogène ne contienne beaucoup de chaleur spécifique ou de calorique, peut-être même de la matiere de la lumiere, & que le calorique ne se sépare de ce gaz toutes les fois

qu'il perd son état élastique, & qu'il passe dans des combinaisons liquides.

Le gaz hydrogène ne s'unit point à l'eau; on peut le conserver long-tems sans altération au-dessus de ce fluide. Cependant à la longue il est altéré & n'est plus inflammable. M. Priestley n'a point déterminé cette espece de changement, ni l'état de l'eau qui le produit. Il est vraisemblable que cette expérience faite avec soin jetteroit beaucoup de jour sur la nature de ce corps combustible.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir d'action sur les terres, ni sur les trois substances salino-terreuses; cependant il détruit la blancheur de la baryte & il la colore; ce qui l'a fait regarder comme la chaux, ou l'oxide d'un métal particulier encore inconnu.

On ne connoît point l'altération que les alcalis & les acides pourroient lui faire éprouver, & celle qu'il feroit naître lui même dans ces sels. Il est vraisemblable qu'il décomposeroit quelques acides, & sur-tout l'acide sulfurique & l'acide muriatique oxigéné, en s'emparant de leur oxigène avec lequel il formeroit de l'eau. Quant à l'acide sulfurique, on peut soupçonner qu'il éprouveroit cette décomposition, la base de l'air vital ayant plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le soufre, puisque celui-ci ne décompose point l'eau, comme nous

le verrons plus bas. L'acide muriatique oxigéné a une ſi grande quantité d'oxigène ſurabondant & ſi peu adhérent, qu'on peut préſumer que le gaz hydrogène le lui enleveroit pour former de l'eau.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir d'action ſur les ſels neutres, & on a peu examiné en général ſa maniere d'agir ſur toutes les ſubſtances ſalines.

Ce gaz eſt devenu un être beaucoup plus important pour les ſavans, depuis qu'on s'en eſt ſervi pour remplir les machines aéroſtatiques, dont la découverte eſt due à MM. de Montgolfier. Sa légéreté ſpécifique, treize fois plus conſidérable que l'air, eſt la cauſe de l'aſcenſion de ces machines. Il eſt plus que vraiſemblable qu'il joue un très-grand rôle dans les phénomènes météoriques, qu'il exiſte en grande quantité dans l'atmoſphère, qu'il s'y allume par l'étincelle électrique, qu'il y forme de l'eau. Peut-être eſt-il emporté par les vents comme une eſpece d'aéroſtat naturel.

On a cherché à le ſubſtituer à d'autres matieres combuſtibles dans pluſieurs beſoins de la vie, comme pour éclairer, pour chauffer, pour charger quelques armes à feu, &c. M. Volta l'a conſidéré ſous ce dernier point de vue, & il a propoſé pluſieurs manieres de s'en ſervir. M. Neret a donné la deſcription d'un réchaud à gaz inflammable dans le journal de phyſique,

(*janvier* 1777.) MM. Furſtenberger, phyſicien de Bâle, Brander, méchanicien d'Augsbourg, Ehrmann, démonſtrateur de phyſique à Straſbourg, ont imaginé des lampes que l'on peut allumer la nuit à l'aide d'une étincelle électrique. Enfin, on fait des feux d'artifices fort agréables avec des tubes de verre différemment contournés, & percés d'un grand nombre de petites ouvertures. On introduit le gaz inflammable dans ces tubes à l'aide d'une veſſie qui en eſt remplie, & qui s'y adapte par un robinet de cuivre. En preſſant cette veſſie, le gaz inflammable paſſe dans le tube, ſort par toutes les ouvertures qui y ſont pratiquées, & on l'enflamme en approchant une bougie allumée.

CHAPITRE IV.

Genre III. *SOUFRE.*

LE ſoufre eſt un corps combuſtible, ſec, très-fragile, d'un jaune citron, qui n'a d'odeur que lorſqu'il eſt chauffé, & dont la ſaveur particuliere eſt foible, quoique cependant très-ſenſible. Si on le frotte, il devient électrique. Si lorſqu'il eſt en gros morceaux on lui fait éprouver une chaleur douce, mais ſubite, comme en le ſerrant dans la main, il ſe briſe en pétillant.

Le ſoufre ſe rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur & tantôt combiné. Il ne doit être ici queſtion que du premier. Voici les variétés de forme qu'il préſente dans ſon état de pureté.

Variétés.

1. Soufre tranſparent criſtalliſé en octaèdres dont les deux pyramides ſont tronquées. Il eſt dépoſé par l'eau le plus ſouvent à la ſurface d'un ſpath calcaire. Tel eſt celui de Cadix.
2. Soufre tranſparent en morceaux irréguliers. Celui de la Suiſſe eſt dans cet état.
3. Soufre blanchâtre pulvérulent, dépoſé dans des géodes ſiliceuſes. On trouve des cailloux remplis de ſoufre en Franche-Comté, &c.
4. Soufre pulvérulent, dépoſé à la ſurface des eaux minérales, comme à celles d'Aix-la-Chapelle, d'Enghien près de Paris, &c.
5. Soufre criſtallin ſublimé; il eſt en criſtaux tranſparens; on le rencontre dans les environs des volcans.
6. Soufre pulvérulent ſublimé des volcans; celui-ci eſt ſans forme réguliere, & ſouvent interpoſé dans des pierres tendres, comme on l'obſerve à la Solfatare aux environs de Naples.

7. Stalactites de soufre, formées par le feu des volcans.

Outre ces sept variétés de soufre minéral pur, cette substance combustible se trouve combinée avec différentes matieres. C'est le plus souvent à des métaux qu'il est uni, & il les met dans l'état de *pyrites* ou sulfures métalliques, & de mines. Quelquefois il est combiné avec des matieres calcaires dans l'état de sulfure ou foie de soufre terreux; les pierres calcaires fétides, la pierre-porc, paroissent être de cette nature.

Des découvertes récentes étendent encore l'empire de ce minéral. Il semble se former journellement dans toutes les matieres végétales & animales qui éprouvent un commencement de putréfaction. Quoique ces especes de soufre n'appartiennent pas essentiellement au regne minéral, nous croyons cependant devoir les joindre aux variétés précédentes, pour rendre son histoire naturelle plus complette.

Variétés.

8. Soufre cristallisé, formé par la décomposition lente des matieres animales accumulées; tel est celui que l'on a trouvé dans des anciennes voieries à Paris, près la porte Saint-Antoine.

9. Soufre pulvérulent, formé par les vapeurs dégagées des substances animales en putréfaction; on en ramasse sur les murs des étables, des latrines, &c.

Variétés.

10. Soufre retiré de plusieurs végétaux, notamment de la racine de patience, de l'esprit de cochléaria, &c. C'est à MM. Baumé & Deyeux, membres du college de pharmacie, & démonstrateurs de chimie, qu'est due cette découverte.

11. Soufre obtenu de l'analyse des matieres animales, & notamment du blanc d'œuf par M. Deyeux.

12. Soufre retiré du crottin de cheval. On a trouvé ce corps combustible dans du crottin de cheval, à l'instant où il venoit d'être rendu. Il est vraisemblable que des travaux ultérieurs le feront découvrir dans un grand nombre d'autres substances animales.

Ces différens soufres ne constituent point celui que l'on emploie dans les arts. On l'extrait par la distillation des composés métalliques dont il forme un des principes, & qu'on appelle pyrites. En Saxe & en Bohême on les met en petits morceaux dans des tuyaux de terre placés sur un fourneau allongé. Le bout des tuyaux qui sort du fourneau est reçu dans des caisses carrées de fonte de fer, dans lesquelles on met de l'eau. Le soufre se ramasse dans ces especes de

de récipiens ; mais il eſt fort impur. Pour le purifier, on le fond dans une poële de fer; les parties terreuſes & métalliques ſe précipitent. On le verſe dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéroient. Après l'avoir tenu quelque tems en fuſion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, & il forme le ſoufre en canons. Celui qui s'eſt précipité au fond de la chaudière pendant la fuſion eſt gris & très-impur ; on le nomme fort improprement *ſoufre vif.* Dans d'autres pays, comme à Rammelsberg, on extrait le ſoufre des pyrites d'une manière plus ſimple. On ſe contente d'enlever avec des cuillers celui qui ſe trouve fondu dans les maſſes de pyrites que l'on grille à l'air, & on le purifie par une nouvelle fonte.

Le ſoufre ne s'altère point par le contact de la lumière. Chauffé dans des vaiſſeaux fermés, il ſe ramollit, ſe fond, prend ſouvent en ſe figeant une couleur rouge, brune ou verdâtre, & une forme aiguillée. Pour réuſſir dans cette criſtalliſation, il faut, d'après le procédé de Rouelle, laiſſer figer la ſurface & décanter auſſitôt la portion fluide qui ſe trouve au-deſſous de cette eſpèce de croûte ; alors on obtient des aiguilles de ſoufre qui ſe croiſent en différens ſens.

Si on chauffe doucement le soufre lorsqu'il est fondu, il se volatilise & se conduit dans les récipiens en petites parcelles pulvérulentes d'un jaune citron, qu'on appelle *fleurs de soufre*. Comme il n'y a que la portion du soufre pur qui se volatilise dans cette opération, on l'emploie avec succès pour le purifier. Pour faire cette préparation, on met du soufre commun en poudre dans une cucurbite de terre à laquelle on adapte des pots de terre ou de faïance qui se reçoivent mutuellement, & qu'on nomme *aludels*. On termine le dernier par un entonnoir renversé, dont la tige établit une légère communication avec l'air; on chauffe la cucurbite jusqu'à liquéfier le soufre, qui se sublime à ce degré de chaleur, & s'attache aux parois des aludels.

Les fleurs de soufre préparées en grand contiennent souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On les purifie très-exactement en les lavant; c'est le soufre ainsi préparé qu'on doit employer en médecine, & dans les expériences délicates de la chimie.

Le soufre chauffé avec le concours de l'air s'allume lorsqu'il est fondu, & brûle avec une flamme bleue, si la chaleur qu'on lui fait éprouver n'est que peu considérable, ou bien avec

une flamme blanche & vive, si on le chauffe fortement. Dans la première de ces combustions il répand une odeur suffoquante, & si l'on recueille la vapeur qu'il exhale, on obtient de l'acide sulfureux très-fort. Dans la combustion rapide son odeur est nulle, & son résidu n'a plus celle de l'acide sulfureux; c'est en effet de l'acide sulfurique. Stahl, qui a pensé que le soufre étoit un composé de cet acide & de phlogistique, croyoit que pendant sa combustion ce corps perdoit son principe inflammable, & conséquemment étoit réduit à l'état d'acide. L'ensemble des preuves qu'il a présentées sur cette opinion étoit bien fait pour entraîner tous les chimistes qui l'ont suivi. Cependant depuis que l'on a cherché à connoître l'influence de l'air dans la combustion, influence à laquelle Stahl paroît n'avoir fait que peu d'attention, quelques chimistes frappés de la difficulté qu'on a éprouvée jusqu'ici à démontrer le phlogistique, & de la facilité avec laquelle on répond à toutes les objections faites à cette doctrine, par les nouvelles connoissances acquises sur l'air, ont adopté une opinion entièrement opposée à celle de Stahl sur la nature du soufre, & sur sa combustion.

Voici les faits sur lesquels cette nouvelle opinion est fondée. Hales avoit observé que le

ſoufre abſorboit en brûlant une grande quantité d'air. M. Lavoiſier a démontré qu'il en eſt du ſoufre comme de toutes les matières combuſtibles, c'eſt-à-dire, 1°. qu'il ne peut brûler qu'avec le concours de l'air vital; 2°. qu'il abſorbe la portion la plus pure de ce fluide pendant ſa combuſtion; 3°. que ce qui reſte de l'air athmoſphérique après ſa combuſtion ne peut plus ſervir à une nouvelle combuſtion; 4°. que l'acide ſulfurique qui en provient, a, en excès ſur la quantité du ſoufre qui l'a produit, le poids que l'air a perdu pendant la combuſtion de ce dernier; 5°. qu'en conſéquence le ſoufre s'eſt combiné avec la baſe de l'air pur ou l'oxigène, pour former l'acide ſulfurique. Cet acide eſt donc un corps compoſé d'oxigène & de ſoufre; ce dernier, au lieu d'être un corps compoſé, n'eſt qu'un des principes de l'acide ſulfurique; il ne lui manque plus que de s'unir à la baſe de l'air ou à l'oxigène pour former cet acide; & c'eſt ce qu'il fait dans la combuſtion. La chaleur eſt néceſſaire pour le faire brûler, parce qu'en le diviſant & en détruiſant ſon aggrégation, elle favoriſe ſa combinaiſon avec l'oxigène; lorſqu'il eſt une fois brûlé ou combiné avec ce dernier principe, il n'eſt plus ſuſceptible de s'enflammer, & il rentre dans la claſſe des corps incombuſtibles.

Suivant la manière dont on s'y prend pour le faire brûler, il abſorbe des quantités diverſes d'oxigène, & il devient plus ou moins acide. Telle eſt la théorie de la différence qui exiſte entre les combuſtions lente & rapide du ſoufre, & les acides ſulfureux & ſulfurique qui réſultent de l'une ou de l'autre. Sthal croyoit qu'en brûlant lentement du ſoufre il ne perdoit pas tout ſon phlogiſtique, & que l'acide ſulfurique qui en retenoit une partie conſervoit de l'odeur & de la volatilité; aujourd'hui il eſt prouvé par l'expérience qu'en brûlant lentement il n'abſorbe pas tout l'oxigène auquel il peut s'unir, tandis que dans ſa combuſtion rapide il ſe combine avec toute la quantité de ce principe néceſſaire pour le conſtituer acide ſulfurique. C'eſt en abſorbant peu-à-peu la baſe de l'air vital athmoſphérique que l'acide ſulfureux combiné avec les matières alcalines paſſe à l'état d'acide ſulfurique.

On conçoit tout auſſi facilement dans cette théorie ce qui ſe paſſe lorſque l'on forme du ſoufre avec l'acide ſulfurique & quelques matières combuſtibles, comme nous l'avons indiqué pour les ſulfates de potaſſe, de ſoude, ammoniacal, calcaire, magnéſien, alumineux & barytique, chauffés avec du charbon. Le corps combuſtible s'empare de l'oxigène contenu dans

l'acide sulfurique, & ne laisse plus conséquemment que le soufre qui est l'autre de ses principes: aussi, toutes les fois que l'acide sulfurique est changé en soufre par un corps combustible quelconque, ce dernier est-il toujours réduit à l'etat de corps brûlé, comme nous le verrons dans l'histoire de plusieurs substances métalliques. C'est pour cela que l'on obtient une grande quantité d'acide carbonique dans cette production artificielle du soufre, par le transport de l'oxigène de l'acide sulfurique sur la matière charbonneuse pure ou le carbone: on doit se rappeller qu'on démontre facilement la présence de la base de l'air pur ou de l'oxigène dans l'acide sulfurique. On a cherché à déterminer les proportions d'oxigène & de soufre contenues dans l'acide sulfurique, comme on les connoît pour les acides nitrique, carbonique & phosphorique; cette proportion n'est pas encore exactement connue.

Le soufre n'est en aucune manière altérable à l'air, ni dissoluble dans l'eau. Si lorsqu'il a été tenu quelque tems en fusion, & qu'il s'est épaissi, on le verse dans ce fluide, il devient rouge, & il conserve un certain degré de mollesse; on peut le pétrir dans les mains, mais il perd ces propriétés au bout de quelques jours. L'eau jettée goutte à goutte sur du soufre allumé ne paroît point décomposée, & n'en entre-

tient point la combuſtion ; ce qui indique que la baſe de l'air vital ou l'oxigène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le ſoufre ; cette aſſertion peut être confirmée par l'action du gaz hydrogène ſur l'acide ſulfurique auquel ce gaz paroît enlever l'oxigène.

Le ſoufre n'a point d'action ſur la terre ſilicée ; il ne s'unit que difficilement avec l'alumine qui, cependant, quand elle eſt très-diviſée, paroît le réduire dans l'état hépatique ou de ſulfure fétide, comme on le voit dans la préparation du pyrophore.

On nomme en général *ſulfure alcalin*, *hépar*, ou *foie de ſoufre*, un compoſé formé par toutes les matières alcalines avec le ſoufre. Ce compoſé conſidéré en général a une couleur plus ou moins brune, ſemblable à celle du foie des animaux ; il eſt décompoſable par l'air vital ; l'eau en le diſſolvant y développe une odeur fétide ; les acides en précipitent le ſoufre & en dégagent une eſpèce de gaz particulier appellé d'abord *gaz hépatique*, & que nous nommons, en raiſon de ſa nature, gaz hydrogène ſulfuré. Il y a ſix ſortes de ſulfures alcalins produits par la baryte, la magnéſie, la chaux, les deux alcalis fixes & l'ammoniaque ou alcali volatil ; il faut examiner les propriétés de chacun d'eux en particulier.

La baryte pure n'a point une forte action ſur

le soufre, lorsqu'on la fait chaufer dans l'eau avec ce corps combustible; il en résulte une liqueur foiblement sulfurée ou hépatique; mais elle s'y combine beaucoup plus intimément par la voie sèche; c'est pour cela que lorsqu'on chauffe fortement dans un creuset un mélange de huit parties de sulfate barytique en poudre avec une partie de charbon, on obtient une masse un peu cohérente sans fusion, qui se dissout promptement dans l'eau chaude, & qui a l'odeur & tous les caractères *hépatiques*. La dissolution est de couleur jaune, dorée ou orangée; j'ai découvert qu'elle cristallise par le refroidissement; le sulfure barytique ainsi cristallisé est d'un blanc un peu jaune; il se décompose à l'air, il en attire l'humidité, sa couleur se fonce; il s'en précipite du soufre, & il s'y reforme du sulfate de baryte. Ce sulfure laisse échapper par les acides qui le précipitent un fluide élastique connu sous le nom de gaz hydrogène sulfuré, déjà indiqué, & dont nous examinerons plus bas les propriétés particulières. Lorsqu'on précipite le sulfure barytique par l'acide sulfurique, il se précipite du soufre & du sulfate de baryte; en se servant d'acide nitrique & d'acide muriatique, le nitrate & le muriate barytique restent en dissolution, & le soufre seul se dépose.

Le soufre s'unit à la magnésie pure à l'aide

de la chaleur ; pour faire cette combinaiſon, on prend ordinairement le ſel neutre que nous avons appellé carbonate de magnéſie, comme plus ſoluble dans l'eau. On en met une pincée avec un pareil volume de fleurs de ſoufre dans une bouteille pleine d'eau diſtillée ; on expoſe ce vaiſſeau vide d'air & bien bouché à la chaleur d'un bain-marie pendant pluſieurs heures ; alors on filtre l'eau ; elle a une odeur fétide d'œufs pourris ; elle colore fortement les diſſolutions métalliques ; elle fournit par une évaporation ſpontanée de petites aiguilles criſtallines ; c'eſt en un mot un véritable ſulfure magnéſien ; la magnéſie peut en être précipitée par l'un ou l'autre des alcalis fixes qui ont plus d'affinité qu'elle avec le ſoufre. Quant à ce corps combuſtible, ſa préſence y eſt facilement démontrée par les acides qui le ſéparent ſous la forme d'une poudre blanche. Telle étoit l'eſpèce de *foie* de ſoufre que le Roi, médecin de Montpellier, faiſoit diſſoudre dans l'eau pure pour imiter les eaux minérales ſulfureuſes ; mais l'on ſait aujourd'hui que la plupart de ces eaux ne contiennent pas de véritable ſulfure, & ſont minéraliſées par le gaz hydrogène ſulfuré.

La chaux s'unit beaucoup plus promptement & avec bien plus de vivacité au ſoufre, que les deux ſubſtances ſalino-terreuſes précédentes. Si

l'on verſe peu-à peu de l'eau ſur un mélange de chaux vive & de ſoufre en poudre, la chaleur dégagée par l'action de l'eau ſur la chaux ſuffit pour favoriſer la combinaiſon entre cette dernière & le ſoufre. Si l'on ajoute de l'eau, elle prend une couleur rougeâtre & une odeur fétide ; elle tient en diſſolution du ſoufre combiné avec la chaux. Ce ſulfure calcaire ne ſe prépare bien que par la voie humide ; ſouvent lorſque la chaux n'eſt pas très-vive & ne s'échauffe pas beaucoup avec l'eau, l'on eſt obligé d'aider la combinaiſon par un feu doux. Ce composé eſt d'un rouge plus ou moins foncé, ſuivant la cauſticité de la chaux ; j'ai obſervé que lorſqu'il eſt fort chargé, il dépoſe par le refroidiſſement une couche de petits criſtaux aiguillés, d'un jaune orangé, diſpoſés en houppes, & qui m'ont paru être des priſmes tétraèdres comprimés, terminés par des ſommets dièdres. Ces criſtaux perdent peu-à-peu leur couleur à l'air, & deviennent blancs & opaques, ſans éprouver d'altération dans leur forme. Le ſulfure calcaire, humecté d'un peu d'eau & diſtillé à l'appareil pneumato-chimique, ſe décompoſe en partie, & donne une grande quantité de gaz hydrogène ſulfuré. Si on l'évapore à ſiccité, & ſi on le calcine dans un creuſet à l'air juſqu'à ce qu'il ne fume plus, il ne reſte, après cette opé-

ration, que du sulfate calcaire formé par la chaux & l'acide sulfurique dû à la combustion lente du soufre. Le sulfure calcaire s'altère très-promptement à l'air; il perd son odeur & sa couleur à mesure que son gaz se dissipe. Dissous dans une grande quantité d'eau, il éprouve la même altération, sur-tout lorsqu'il est agité, comme l'a fait observer M. Monnet dans son Traité des Eaux Minérales : il ne reste après ces altérations que du sulfate calcaire. Conservé dans des bouteilles en partie vides, il dépose sur les parois un enduit noirâtre, & il se forme des croûtes ou pellicules qui tombent au fond de la liqueur. Si le vase qui le contient est bien fermé, il se conserve long-temps sans altération, comme je l'ai observé bien des fois dans mon laboratoire. J'en ai eu qui étoit préparé depuis 15 ans; il conservoit encore beaucoup de couleur & d'odeur; il précipitoit abondamment par les acides. Le sulfure calcaire est décomposé par les alcalis fixes purs qui ont plus d'affinité avec le soufre que n'en a la chaux. Les acides en précipitent le soufre sous la forme d'une poudre blanche très-tenue, à laquelle on a donné le nom de *magister de soufre*. L'acide carbonique opère cette précipitation de même que les autres. On ne connoît point l'action des sels neutres sur le sulfure calcaire.

Les deux alcalis fixes purs ou caustiques ont une action très-marquée sur le soufre. Ils forment les véritables sulfures, ceux qui sont le moins décomposables, & les plus permanens. J'ai découvert que les alcalis fixes secs bien caustiques agissent même à froid sur le soufre ; il suffit pour cela de triturer dans un mortier de la potasse ou de la soude solides avec du soufre en poudre ; l'humidité de l'air attirée par l'alcali favorise la réaction de ce sel sur le soufre ; le mélange se ramollit, se colore en jaune, exhale une odeur fétide & forme un sulfure ; mais lorsqu'on le dissout dans l'eau, cette dissolution n'a qu'une couleur jaune pâle, & ne contient pas une aussi grande quantité de soufre que le même sulfure préparé à l'aide de la chaleur. On fait le sulfure alcalin de deux manières dans les laboratoires, ou par la voie sèche ou par la voie humide. Pour exécuter le premier procédé, on met dans un creuset partie égale de potasse ou de soude pures & solides, & de soufre en poudre ; on fait chauffer ce mélange jusqu'à ce qu'il soit entièrement fondu ; on le coule alors sur une plaque de marbre, & quand il est refroidi, il est d'une couleur rouge foncée semblable à celle du foie des animaux. M. Gengembre qui a lu à l'académie de très-bonnes recherches sur le gaz hydrogène sulfuré, a fait une observation

essentielle sur le sulfure alcalin préparé par la voie sèche; c'est que ce composé n'a point de fétidité, & n'exhale point de gaz hydrogène sulfuré tant qu'il est sec; il faut qu'il ait attiré l'humidité de l'air, ou qu'on le dissolve dans l'eau, pour que son odeur se développe, ce qui prouve que le dégagement du gaz fétide est opéré par l'eau, comme nous le dirons plus en détail. Les deux alcalis fixes purs & caustiques agissent absolument de la même manière sur le soufre, & le dissolvent également par la voie sèche. Ces combinaisons des alcalis caustiques avec le soufre n'ont été que peu examinées; on a presque toujours fait le sulfure alcalin avec les alcalis fixes saturés d'acide carbonique. Il y a cependant des différences notables entre ces deux espèces de sulfures. D'abord ceux que l'on fait avec les alcalis fixes effervescens demandent plus de tems pour leur préparation, parce que ces sels sont beaucoup moins actifs. Mais la plus importante différence que nous avons eu occasion d'observer entre les sulfures alcalins caustiques ou non caustiques faits par la voie sèche, c'est l'état de leur saturation comparée. En effet, les premiers sont plus bruns, plus fétides lorsqu'on les dissout, & le gaz qu'ils donnent est beaucoup plus inflammable que celui des seconds. Ces derniers sont d'une couleur plus

pâle, ſouvent d'un gris verdâtre, d'une odeur plus foible, & d'une compoſition moins durable. Il paroît que les alcalis fixes conſervent une partie de l'acide carbonique dans leur union avec le ſoufre, puiſque le gaz de ces ſulfures non cauſtiques n'eſt inflammable que lorſqu'on l'a bien lavé avec de l'eau de chaux qui s'empare de ſon acide. On trouve donc dans la préſence de cet acide, & dans le peu d'énergie des alcalis qu'il adoucit, la cauſe des différences qui exiſtent entres les ſulfures non cauſtiques & les ſulfures cauſtiques.

Le ſulfure alcalin ſolide fait par l'un ou l'autre alcali fixe cauſtique eſt très-fuſible; il ſe décompoſe à l'air comme le ſulfure calcaire; lorſqu'on le chauffe dans des vaiſſeaux fermés, après l'avoir humecté d'un peu d'eau, il donne beaucoup de gaz hydrogène ſulfuré; après avoir été fondu il eſt ſuſceptible de prendre par le refroidiſſement une forme criſtalline qui n'a point encore été bien décrite. Tant qu'il eſt chaud & ſec, il eſt d'une couleur brune; à meſure qu'il ſe refroidit & qu'il attire l'humidité de l'air, il perd cette couleur & devient plus pâle; bientôt même le contact de l'air lui donne une couleur jaune verdâtre; il ſe réſout en liqueur & ſe décompoſe, quoique lentement, de manière à paſſer au bout d'un certain tems à l'état de

ſulfate de potaſſe ou de ſoude. Il ſe diſſout très-bien dans l'eau ; il prend ſur-le-champ une odeur fétide & particulière ; le gaz odorant qui n'y exiſtoit pas auparavant ſe forme par la réaction de l'eau. Cette diſſolution a une couleur rouge foncée ou verte, ſuivant que le ſulfure alcalin eſt récemment préparé ou fait depuis quelque tems ; les foies de ſoufre ou ſulfures alcalins par la voie humide, que l'on prépare en faiſant chauffer dans un matras l'un ou l'autre alcali fixe cauſtique diſſous dans l'eau avec la moitié de leur poids de ſoufre en poudre, préſentent les mêmes propriétés que cette diſſolution, & l'on doit faire en même-tems l'hiſtoire des propriétés des uns, & de l'autre ſous le nom de *ſulfure alcalin liquide.*

Le ſulfure alcalin liquide très-chargé dépoſe par le refroidiſſement des aiguilles irrégulières. Il eſt ſuſceptible d'être décompoſé par l'action de la chaleur ; ſi on le diſtille à l'appareil pneumato-chimique, on en retire du gaz hydrogène ſulfuré ; l'air le décompoſe également, & l'on ſait qu'il ſe couvre de pellicules, qu'il dépoſe du ſoufre, & qu'il ſe trouble. Bergman & Scheele ont prouvé que cette décompoſition eſt due à l'air vital répandu dans l'athmoſphère ; en effet, en mettant un peu de ſulfure alcalin liquide dans une cloche avec de l'air

vital, l'oxigène eſt abſorbé tout entier & le ſulfure décompoſé. Scheele a même propoſé ce moyen pour ſervir d'eudiomètre, & il eſt reconnu aujourd'hui pour un des meilleurs.

Les terres & les ſubſtances ſalino-terreuſes n'ont aucune action ſur le ſulfure alcalin liquide lorſqu'il eſt bien pur ; mais s'il a été préparé par les carbonates de potaſſe ou de ſoude, il eſt troublé par l'eau de chaux. Les acides le décompoſent en s'uniſſant à l'alcali, & en précipitent le ſoufre ſous la forme d'une poudre blanche très fine. L'acide nitrique verſé ſur du ſulfure alcalin ſolide produit une détonation, ſuivant M. Prouſt. L'acide muriatique oxigéné, verſé en grande quantité ſur une diſſolution de ſulfure alcalin, ne le précipite pas ou ne le précipite que très-peu, parce quil rediſſout le ſoufre, en raiſon de ſon oxigène preſque libre, qui s'unit promptement à ce corps combuſtible, & qui le convertit en acide ſulfurique : on peut ſe convaincre de ce fait, que j'ai démontré, en verſant dans ce mélange du muriate barytique qui y produit un précipité abondant de ſulfate de baryte. Tous les acides, en décompoſant ce ſulfure, en dégagent en même-tems un gaz qu'on peut recueillir dans l'appareil pneumato-chimique, & qui mérite un examen particulier.

Pour obtenir ce gaz, il faut verſer un acide ſur

ſur du ſulfure alcalin pulvériſé ; il ſe produit alors une vive efferveſcence, qui n'a point lieu de la même manière ſi l'on verſe l'acide dans une diſſolution de ce compoſé ; ce phénomène, auquel les chimiſtes n'ont fait juſqu'ici que peu d'attention, dépend de deux circonſtances. 1°. Le ſulfure alcalin ſolide ne contient point de gaz hépatique ou hydrogène ſulfuré tout formé, ſuivant l'obſervation de M. Gengembre ; & lorſqu'on verſe un acide, l'eau qui tient ce dernier ſel en diſſolution contribue à ſa formation; comme il s'en produit ſur le champ une grande quantité, ce gaz, ne trouvant pas de corps qui le retienne en le diſſolvant, s'échappe en occaſionnant une grande efferveſcence, de ſorte qu'en faiſant l'expérience dans un flacon tubulé dont le tube plonge ſous une cloche pleine d'eau, on recueille facilement ce fluide élaſtique. 2°. La diſſolution de ſulfure alcalin contient bien du gaz tout formé, mais dont une partie s'eſt déjà dégagée pendant l'acte de ſa diſſolution, & lorſqu'on ajoute un acide, la portion de ce gaz que ce ſel développe ſe diſſout à meſure dans l'eau, de ſorte qu'il n'y a pas d'efferveſcence ſenſible, ou bien que celle qui ſe manifeſte eſt peu conſidérable, & ne permet pas de recueillir une quantité notable de ce gaz.

Le gaz hydrogène sulfuré, qui est le même dans tous les sulfures terreux ou alcalins, & qui en fait même reconnoître la présence, est connu depuis long-tems par son odeur fétide, par son action sur les métaux & les oxides métalliques, & notamment sur ceux de plomb & de bismuth qu'il noircit très-promptement. Il est d'une fétidité insupportable, il tue subitement les animaux, il verdit le sirop de violettes, il brûle avec une flamme bleue très-légère. Si on l'allume dans une grande cloche de verre bien propre, il se dépose, pendant sa combustion sur les parois de ce vaisseau, une pellicule jaunâtre qui n'est que du soufre. Ce gaz est décomposé par l'air vital; toutes les fois qu'il est en contact avec l'air atmosphérique, il s'en sépare du soufre. C'est pour cela que les eaux sulfureuses qu'il minéralise ne contiennent pas de véritable sulfure alcalin, quoiqu'on voie le soufre nager à leur surface, & se déposer aux voûtes des bassins où elles sont contenues, comme cela a lieu dans celles d'Aix-la-Chapelle, d'Enghien, &c. C'est encore à cette décomposition du gaz hydrogène sulfuré par l'air vital, que sont dus les dépôts sulfureux que l'on observe dans les flacons qui contiennent des dissolutions de sulfures alcalins. Bergman attribue cette décomposition à la grande affinité de l'air pur avec le phlogistique. Il re-

garde le gaz *hépatique* comme une combinaiſon de ſoufre, de phlogiſtique & de la matière de la chaleur. Quand l'un de ces principes eſt ſéparé, les deux autres ſe déſuniſſent. M. Gengembre, frappé de ce que les ſulfures ne contiennent & n'exhalent de gaz hydrogène ſulfuré que lorſqu'ils ſont diſſous dans l'eau ou faits par la voie humide, a penſé que ce fluide contribuoit à ſa formation en ſe décompoſant, que ſon air vital ſe portant ſur une partie du ſoufre, ſon hydrogène dégagé en diſſolvoit une petite portion, & que cette diſſolution conſtituoit le gaz hydrogène ſulfuré. Il a imité la formation de ce gaz en fondant du ſoufre au-deſſus du mercure ſous une cloche pleine de gaz hydrogène, à l'aide des rayons du ſoleil raſſemblés par une lentille de neuf pouces de diamètre; le ſoufre s'eſt diſſous en partie dans le gaz qui a pris tous les caractères du gaz *hépatique;* mais comme le ſoufre ſeul ne décompoſe point l'eau, & comme l'oxigène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec ce corps combuſtible, M. Gengembre penſe que l'alcali favoriſe cette décompoſition de l'eau par le ſoufre, en raiſon de la tendance qu'il a pour s'unir avec le produit de la combinaiſon du ſoufre avec l'oxigène, c'eſt-à-dire, avec l'acide ſulfurique. Pour appuyer cette théorie, M. Gengembre ob-

ſerve que les acides dégagent d'autant plus de gaz hydrogène ſulfuré des ſulfures alcalins, qu'ils ont plus de force pour retenir leur oxigène, parce qu'alors l'eau eſt plutôt décompoſée que l'acide; telle eſt, ſuivant lui, la raiſon pour laquelle l'acide muriatique donne moitié plus de ce gaz que l'acide nitrique, comme l'ont remarqué MM. Scheele & Senebier. Enfin le procédé de Scheele pour obtenir beaucoup de gaz hydrogène ſulfuré, qui conſiſte à diſſoudre une pyrite artificielle compoſée de trois parties de fer & d'une partie de ſoufre dans l'acide ſulfurique étendu d'eau, donne beaucoup de force à ſon opinion. Il paroît donc que l'air vital décompoſe le gaz hydrogène ſulfuré en s'uniſſant avec l'hydrogène avec lequel il forme de l'eau, tandis que le ſoufre ſe précipite.

L'eau diſſout aſſez bien le gaz hydrogène ſulfuré, cette diſſolution imite parfaitement les eaux minérales ſulfureuſes.

Les terres & les ſubſtances alcalines ne paroiſſent point avoir d'action ſur ce gaz.

L'acide ſulfurique ne décompoſe point ce gaz, mais l'acide ſulfureux en ſépare le ſoufre, parce que l'oxigène en partie libre de cet acide ſe porte plus facilement ſur l'hydrogène du gaz.

L'acide nitreux rouge, dans lequel l'oxigène tient très foiblement, décompoſe avec beaucoup

d'énergie le gaz hydrogène sulfuré & en précipite du soufre. On se sert avec avantage de cet acide pour démontrer la présence du soufre dans les eaux sulfureuses.

Le sulfure alcalin décompose les sels neutres terreux, ainsi que les dissolutions métalliques, comme nous le verrons plus bas.

L'ammoniaque liquide n'a que très-peu d'action sur le soufre concret; cependant Boerhaave assure que cette liqueur tenue long-tems sur des fleurs de soufre lui a donné une teinture couleur d'or. Pour combiner ces deux corps, il faut les présenter en contact l'un à l'autre dans l'état de vapeur. A cet effet, on distille un mélange de parties égales de chaux vive, de muriate ammoniacal & d'une demi-partie de soufre. Dans cette distillation qu'il faut conduire avec ménagement, on obtient une liqueur d'un jaune rougeâtre, d'une odeur ammoniacale, piquante & fétide; en un mot, un véritable sulfure ammoniacal qui a la propriété de répandre une fumée blanchâtre, lorsqu'il a le contact de l'air, & que l'on a nommé d'après cela *liqueur fumante de Boyle.* Ce sulfure ammoniacal est décomposé par la chaleur; il s'y forme, au bout d'un certain tems, une grande quantité de petites aiguilles irisées, d'une ou deux lignes de longueur, qui paroissent être du

ſulfure ammoniacal concret & cryſtalliſé. Il dépoſe ſur les parois des flacons une croûte légère noirâtre & ſouvent dorée. La chaux & les alcalis fixes décompoſent la liqueur fumante; les acides en précipitent auſſi le ſoufre avec beaucoup de facilité, & en dégagent du gaz hydrogène ſulfuré très-inflammable. Il réſulte de ces décompoſitions, des ſels ammoniacaux différens ſuivant la nature de l'acide employé. Une mépriſe faite dans un de mes cours m'a préſenté un fait que je crois devoir décrire ici. Voulant précipiter la liqueur fumante de Boyle, je pris un flacon placé ſur ma table ſous le titre d'*eſprit de vitriol;* il ne contenoit plus qu'une très-petite quantité de fluide, ce qui m'empêcha de m'appercevoir que c'étoit de l'acide ſulfurique très-concentré. J'en verſai quelques gouttes ſur le ſulfure ammoniacal, à l'inſtant même il s'excita un mouvement rapide; il s'éleva du vaſe, où étoit le mélange, un nuage blanc fort épais, & il y eut un bruit ſemblable à celui d'une groſſe fuſée; la liqueur ſauta loin du verre; ce vaiſſeau s'échauffa beaucoup & ſe briſa en pluſieurs pièces; il ne reſtoit ſur quèlques-uns de ſes fragmens que du ſoufre en un magma jaunâtre, épais. Je répétai un grand nombre de fois l'expérience avec précaution, & j'eus conſtamment le même réſultat,

tout le mélange eſt lancé au loin après un mouvement violent ; mais ces différens phénomènes ſe ſuccèdent avec une rapidité telle, qu'il eſt impoſſible de ne pas les confondre. L'acide nitreux le plus fumant ne m'a pas paru produire le même effet ſur le ſulfure ammoniacal préparé depuis quelque tems. Le mélange eſt fortement agité, il ſe produit beaucoup de chaleur & de bouillonnement, il s'élève un nuage blanc de nitrate ammoniacal, mais il n'y a point d'exploſion comme en produit l'acide ſulfurique concentré ſur la même liqueur *hépatique* quoique faite anciennement. M. Prouſt aſſure que l'acide nitreux, verſé ſur deux gros de liqueur fumante de Boyle, produit un coup auſſi violent que pourroient le faire deux gros de poudre fulminante. Il paroît que ce phénomène n'a lieu qu'avec le ſulfure ammoniacal récemment préparé.

Le carbonate ammoniacal s'unit auſſi au ſoufre. Lorſque ces deux corps ſe rencontrent en vapeurs, ils ſe combinent & forment un ſulfure ammoniacal concret. On l'obtient en diſtillant un mélange de parties égales de carbonate de potaſſe ou de chaux & de muriate ammoniacal, avec une demi-partie de ſoufre. Ce ſulfure eſt d'un rouge brun, il eſt cryſtalliſé, il répand quelques vapeurs blanches lorſqu'on le diſſout, il ſe décom-

pose par la chaleur, il s'altère à l'air & perd sa couleur; il est décomposé par les acides, &c. Le gaz hydrogène sulfuré qu'il donne contient de l'acide carbonique. Il faut observer que ce sulfure ammoniacal concret n'est que du carbonate ammoniacal sali par un peu de liqueur de Boyle, car il est impossible que l'ammoniac tienne le soufre en dissolution pendant qu'il est combiné avec l'acide carbonique, puisque cet acide précipite très-promptement le soufre du sulfure ammoniacal.

Quelques acides ont une action plus ou moins forte sur le soufre. Si l'on fait bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre, l'acide prend une couleur ambrée & une odeur sulfureuse; le soufre se fond & nage comme de l'huile; en refroidissant il forme des globules concrets d'un verd plus ou moins foncé, suivant le tems qu'on a mis à cette dissolution. L'acide a dissous une petite portion de soufre qu'on peut en précipiter à l'aide de l'alcali, comme l'a indiqué M. Baumé. Cette expérience, & plusieurs autres de cette nature, ont fait croire à M. Bertholet que l'acide sulfureux n'étoit que de l'acide sulfurique qui tenoit du soufre en dissolution; & en effet, cette opinion est d'accord avec toutes les expériences modernes, qui démontrent que l'acide

ſulfureux ne diffère du ſulfurique que par une plus grande proportion de ſoufre.

L'acide nitreux rutilant a beaucoup d'action ſur le ſoufre. M. Prouſt a reconnu le premier qu'en verſant de l'acide nitreux rouge ſur du ſoufre fondu, il ſe produit une détonation & une inflammation. M. Chaptal a fait des expériences ſuivies ſur cet objet ; il eſt parvenu en diſtillant de l'acide nitreux ſur le ſoufre, à le diſſoudre & à le convertir en acide ſulfurique ; il paroît donc que l'oxigène a plus d'affinité avec le ſoufre qu'avec l'azote ou le radical nitrique.

L'acide muriatique ordinaire ne fait éprouver aucune altération à ce corps combuſtible ; mais l'acide muriatique oxigène eſt ſuſceptible d'agir avec plus d'énergie ſur le ſoufre ; il le brûle même au milieu de l'eau & le convertit promptement en acide ſulfurique ; on voit alors le ſoufre ſe diſſoudre dans l'eau.

Les ſels neutres ſulfuriques n'ont aucune action ſur le ſoufre. Les ſels nitriques, au contraire, le font brûler avec rapidité, & même dans les vaiſſeaux fermés. Rien n'eſt ſi ſimple que la théorie de cet important phénomène. Le nitre décompoſé par la chaleur donne une très-grande quantité d'air vital ; le ſoufre eſt un être très-

combuſtible, ou qui a beaucoup de tendance pour s'unir à l'oxigène; il trouve donc dans le nitre le principe néceſſaire à ſa combuſtion, & il n'a plus beſoin du contact de l'air atmoſphérique pour s'enflammer. On a des produits très-différens les uns des autres, ſuivant la quantité reſpective de nitre & de ſoufre que l'on emploie. Si l'on met le feu à un mélange de huit parties de ſoufre, & d'une de nitre dans des vaiſſeaux fermés, le ſoufre brûle avec une flamme blanche très-vive, & il ſe change en acide ſulfurique. C'eſt un moyen que l'on met en uſage depuis plus de vingt ans en Angleterre & en Hollande pour préparer cet acide, que l'on retiroit auparavant des *vitriols*. On ſe ſervoit d'abord en Angleterre de très-grands ballons de verre de quatre ou cinq cents pintes, dont le col étoit fort large. On les plaçoit les uns à côté des autres ſur un lit de ſable; on les diſpoſoit ſur deux files aſſez écartées, afin qu'on pût aller & venir commodément entr'elles; on mettoit quelques livres d'eau dans chacun de ces vaiſſeaux; on y introduiſoit par le col un pot de grès ſur lequel on plaçoit une cuiller de fonte à long manche, que l'on avoit fait rougir auparavant. C'eſt dans cette dernière qu'on mettoit, à l'aide d'une autre cuiller de fer-blanc, un mélange de ſoufre &

de nitre fait ſuivant les proportions déſignées; on bouchoit auſſi-tôt l'ouverture du ballon avec un morceau de bois. La chaleur de la cuiller enflammoit ces ſubſtances, le ſoufre étoit brûlé par l'air vital du nitre, & lorſque la combuſtion avoit eu lieu, on retiroit le vaiſſeau & on laiſſoit les vapeurs ſe condenſer. On faiſoit la même opération ſur chacun des ballons qui compoſoient les deux rangées, de ſorte que l'ouvrier arrivé au premier ballon par lequel il avoit commencé, y trouvoit les vapeurs totalement condenſées, & pouvoit continuer d'y brûler une nouvelle portion du mélange. Quand l'eau étoit aſſez chargée d'acide, on la retiroit & on la verſoit dans des cornues de verre placées ſur des galères; on en ſéparoit la portion aqueuſe à l'aide de la diſtillation, & l'on concentroit l'acide, juſqu'à ce qu'il pesât une once ſept gros & demi, dans une bouteille de la capacité d'une once d'eau diſtillée; telle étoit la manière de préparer l'*huile de vitriol* ou l'acide ſulfurique concentré d'Angleterre. Ce procédé, pour obtenir cet acide, entraîne beaucoup de frais à cauſe du prix des ballons & de leur fragilité. On a imaginé, depuis quelques années, de faire brûler le ſoufre ſur des eſpèces de grils de fer placés dans de grandes chambres garnies de

plomb ſur toutes leurs parois ; l'acide ſulfurique condenſé eſt conduit par des gouttières dans un réſervoir. On le concentre enſuite par l'action du feu. Tel eſt le procédé que l'on ſuit dans la manufacture de Javelle près Paris, dont l'établiſſement ne peut qu'être fort utile aux arts. Il eſt bon d'obſerver que l'acide ſulfurique, obtenu par ce procédé, eſt toujours uni à un peu de ſoufre & de ſulfate de potaſſe ; on y trouve auſſi un peu de ſulfate d'alumine & de ſulfate de plomb ; mais ces ſubſtances y ſont en ſi petite quantité, que leurs effets ſont abſolument inſenſibles dans la plupart des uſages auxquels on emploie cette matière ſaline ; d'ailleurs on le purifie facilement pour les recherches délicates de la chimie, en le diſtillant à ſiccité.

Si, au lieu de brûler le ſoufre à l'aide d'un huitième de nitre, on augmente la doſe de ce dernier juſqu'à partie égale, alors, au lieu d'avoir l'acide ſulfurique libre, on n'obtient que du ſulfate de potaſſe, formé par la combinaiſon de cet acide avec l'alcali fixe baſe du nitre. On donnoit au ſel obtenu de cette manière le nom *de ſel polychreſte de Glaſer* : on le préparoit en projettant dans un creuſet rougi un mélange de nitre & de ſoufre à parties égales ; on diſſolvoit le réſidu dans l'eau ; on faiſoit évaporer cette

dissolution jusqu'à pellicule; on la filtroit, & elle fournissoit, par le refroidissement des cryftaux de véritable sulfate de potasse qu'on a défigné sous le nom particulier indiqué, parce que c'est Glaser qui a fait connoître la préparation de ce sel, mais il est clair qu'il n'a rien de différent du sulfate de potasse ordinaire.

Le mélange de soufre & de nitre avec du charbon compose une matière dont les terribles effets sont dus à sa grande combustibilité; c'est la poudre à canon. Elle est formée, pour la plus grande partie, de nitre, de beaucoup moins de charbon, & le soufre est la substance qui y entre en plus petite quantité. Cent livres de poudre à canon d'Essone près Corbeil contiennent soixante-quinze livres de nitre, neuf livres & demie de soufre, & quinze livres de charbon. On triture pendant dix à douze heures ce mélange dans des mortiers de bois avec des pilons de la même matière; on y ajoute peu-à-peu une très-petite quantité d'eau. Lorsque le mouvement a évaporé presque tout ce fluide, & que la poudre mise sur une assiette de faïance n'y laisse aucune trace d'humidité, on la porte au grainoir. Grainer la poudre, c'est la faire passer par plusieurs cribles de peau qui sont mus horizontalement & en ligne droite. Ces cribles ont des trous de différentes grandeurs jusqu'à celle qui forme les

grains de la poudre à canon. On tamise ensuite la poudre grainée pour en séparer la poussière. On la porte au séchoir, hangard exposé au midi, & recevant par un vitrage les rayons du soleil. La poudre à canon n'éprouve pas d'autres préparations. La poudre de chasse est lissée, afin qu'elle ne salisse pas les mains. Pour faire cette opération, on en remplit à demi un tonneau qui tourne sur lui-même à l'aide d'un axe quarré qui le traverse & qui est fixé à une roue que l'eau fait mouvoir. Ce mouvement du tonneau excite des frottemens continuels qui usent la surface des grains de poudre. On passe au tamis cette poudre lissée, pour en séparer la poussière : un crible par lequel on la passe une seconde fois, en trie les grains & forme deux poudres de grosseur différente qui sont également employées pour la chasse. M. Baumé a fait, conjointement avec M. le chevalier d'Arcy, un très-grand travail sur la manière de préparer la poudre, sur les forces respectives de ce composé fait à différentes doses de ses ingrédiens, & sur l'analyse de cette substance. Ces recherches ont procuré beaucoup de connoissances, dont nous ne présenterons ici que les plus importantes, & celles qui ont un rapport immédiat avec la théorie chimique. 1°. On ne peut pas faire de bonne poudre sans soufre, ce

qui avoit été proposé par quelques personnes; cette substance augmente singulièrement sa force. 2°. Tous les charbons légers ou pesans, à l'exception de ceux des matières animales, sont également bons pour cette composition. 3°. Le charbon est une des parties les plus utiles de la poudre, puisqu'un mélange de soufre & de nitre ne produit pas à beaucoup près les mêmes effets. 4°. La bonté de la poudre dépend entièrement du mélange exact, & de la trituration faite jusqu'à ce que cette matière voltige autour du mortier par son agitation. 5°. La poudre a beaucoup plus d'effets quand elle n'est que simplement desséchée, que lorsqu'elle est grainée. L'humidité nécessaire pour que la poudre prenne la forme de grains, fait cristalliser le nitre qui se sépare des autres substances; aussi le retrouve-t-on dans l'intérieur des grains coupés & observés à la loupe. 6°. La poudre lissée ou la poudre de chasse est moins forte que la poudre à canon non lissée, parce que les molécules de la première sont plus rapprochées, & conséquemment moins inflammables.

Quant à l'analyse de la poudre, M. Baumé y a réussi d'une manière fort simple. Son procédé consiste à laver la poudre à canon bien pulvérisée avec de l'eau distillée, à faire évaporer

cette eau; on obtient le nitre par cette première opération. Le résidu contient le charbon & le soufre. La sublimation de ce dernier ne peut pas le séparer complettement, parce qu'il paroît être fixé en partie par le charbon. M. Baumé a employé pour les séparer une légère chaleur susceptible de brûler le soufre & non le charbon. Cependant ce dernier retient toujours une petite quantité de soufre, puisque, d'après l'observation de ce chimiste, il répand une odeur sulfureuse jusqu'à ce qu'il soit entièrement réduit en cendre. Il évalue le soufre, retenu par le charbon, à un vingt-quatrième de son poids. On peut aussi désoufrer la poudre, en l'exposant toute entière & sans la laver à l'action d'un feu doux; ce fait étoit connu de M. Robins, qui l'a annoncé dans son traité d'artillerie écrit en anglois. Les braconniers sont, dit-on, dans l'usage de désoufrer la poudre en l'exposant sur les cendres chaudes dans un plat d'étain. Ils sont persuadés par l'usage, que la poudre ainsi désoufrée chasse la charge beaucoup plus loin, & altère moins les armes à feu.

Les chimistes & les physiciens ont eu différentes opinions sur les effets violens de la poudre à canon. Les uns les ont attribués à l'eau réduite en vapeurs; d'autres à l'air dilaté subitement.

ment. M. Baumé a pensé qu'ils sont dus à du soufre nitreux qui se forme dans l'instant de la combustion. Pour nous, nous regardons ce phénomène comme très facile à expliquer, d'après les connoissances modernes. Pour bien entendre notre théorie, il est d'abord nécessaire d'observer que tout ce qui se passe dans l'inflammation de la poudre dépend entièrement de sa grande combustibilité. Or, le soufre & le charbon extrêmement divisés sont deux corps éminemment inflammables. Le mélange intime qui influe tant sur la force de la poudre, d'après les belles expériences de M. Baumé, est la seule cause de ses effets. Le nitre se trouve également partagé entre toutes les molécules de matières très-combustibles; comme il est en beaucoup plus grande quantité qu'elles, chaque molécule de soufre & de charbon se trouve entourée & comme recouverte d'un enduit de nitre; chacune d'elles a donc beaucoup plus d'air vital qu'il ne lui en faut pour brûler complètement, puisqu'il est démontré que le nitre fournit beaucoup de ce fluide par l'action de la chaleur. Il arrive dans cette combustion ce qui arrive lorsqu'on plonge un corps combustible dans un vase rempli d'air vital. On sait que ce corps brûle avec scintillation, & en beaucoup moins de temps qu'il ne le pourroit

faire dans l'air atmoſphérique ; on voit donc que tout le ſoufre & tout le charbon doivent brûler dans un ſeul inſtant, parce qu'ils ſont réellement plongés dans une atmoſphère d'air vital. On conçoit d'après cela pourquoi l'inflammation de la poudre eſt ſi rapide ; pourquoi elle a lieu dans des vaiſſeaux fermés comme en plein air ; & pourquoi, lorſqu'on oppoſe un obſtacle quelconque à un agent ſi terrible, il produit des exploſions & chaſſe cet obſtacle avec tant de force.

Les effets de ce mélange de nitre, de ſoufre & de charbon ne ſont rien en comparaiſon de ceux d'une autre préparation nommée *poudre fulminante.* Cette poudre ſe fait avec trois onces de nitre, deux onces de carbonate de potaſſe en excès ou *ſel fixe de tartre* bien ſec, & une once de ſoufre en poudre. On triture le tout dans un mortier de marbre chaud avec un pilon de bois, juſqu'à ce que les trois matières ſoient bien exactement mêlées. Un gros de cette poudre expoſé à un feu doux dans une cuiller de fer, ſe fond, & produit bientôt une détonation auſſi forte qu'un coup de canon. Pour connoître la cauſe de ce phénomène d'autant plus étonnant que la poudre fulminante n'a pas beſoin pour le produire d'être enfermée & reſſerrée comme la poudre à canon, il faut obſerver, 1°. qu'il n'a lieu

qu'en chauffant lentement ce mélange, & lorſqu'il eſt liquéfié ; 2°. que ſi on jette de la poudre fulminante ſur des charbons ardens, elle ne fait que fuſer comme le nitre, mais ſans bruit ; 3°. qu'un mélange de ſulfure de potaſſe avec du nitre, fait à la doſe d'une partie du premier & de deux parties du ſecond, fulmine plus rapidement, & avec tout autant de fracas que celui qui eſt fait avec le ſoufre, le nitre & l'alcali. Il paroît donc que lorſqu'on chauffe la poudre fulminante, il ſe forme du ſulfure de potaſſe avant que ſa détonation ait lieu. Ce ſeul fait explique le phénomène dont nous nous occupons. Lorſqu'on expoſe du nitre criſtalliſé & du ſulfure de potaſſe à l'action de la chaleur, il ſe dégage du gaz hydrogène ſulfuré de ce dernier & de l'air vital du ſel. Or, ces deux gaz capables de produire une détonation vive, comme nous l'avons vu dans l'hiſtoire du gaz hydrogène, ſont enflammés par une portion de ſoufre qui s'allume ; mais comme ils éprouvent un obſtacle de la part d'un liquide épais qu'ils ſont obligés de traverſer, & comme ils s'allument dans tous leurs points à la fois, ils frappent l'air avec une telle rapidité dans leur combuſtion, que ce dernier leur réſiſte ainſi que le font les parois des armes à la poudre à canon. Cette réſiſtance eſt prouvée par

l'effet de la poudre fulminante ſur la cuiller dans laquelle on l'expoſe au feu ; le fond de ce vaiſſeau eſt creuſé, & les parois ſont repliées vers l'intérieur, comme s'il avoit éprouvé un effort de haut en bas, & de dehors en dedans, quoiqu'on conçoive bien que l'effort de l'exploſion s'exerce en tout ſens, ou circulairement.

Enfin, un dernier mélange de nitre & de ſoufre que nous devons conſidérer, eſt celui qu'on à appelé *poudre de fuſion.* On la prépare avec trois parties de nitre, une partie de ſoufre & une partie de ſciure de bois. On met un peu de cette poudre dans une coquille de noix, avec une pièce de cuivre pliée ; on recouvre cette pièce de la même poudre, & on y met le feu ; elle s'allume rapidement, & fond la pièce que l'on retrouve enſuite dans la coquille qui n'eſt que noircie ſans être brûlée. On a ſoin pour cela de la plonger dans l'eau dès que la poudre a ceſſé de brûler. Cette expérience prouve en effet que cette poudre eſt une matière très-fondante ; mais comme elle eſt due en grande partie à l'action du ſoufre ſur le métal, nous reviendrons ſur ce fait dans l'hiſtoire des matières métalliques.

Les ſels neutres muriatiques, fluoriques & boraciques n'ont aucune action ſur le ſoufre. Nous avons vu que les carbonates alcalins s'uniſſoient

avec cette ſubſtance, & la rendoient diſſoluble dans l'eau, en formant les ſulfures alcalins qui retiennent une petite portion des carbonates.

Le gaz hydrogène n'agit pas d'une manière marquée ſur le ſoufre en maſſe; mais il ſe diſſout lorſqu'il eſt diviſé par le calorique, & il forme du gas hydrogène ſulfuré. Il eſt important d'obſerver qu'il étoit bien naturel autrefois de trouver entre l'hydrogène & le ſoufre une très-grande analogie; en effet, l'acide ſulfurique étendu d'eau produit du gaz hydrogène dans ſa combinaiſon avec les matières métalliques. Dans tous les lieux où il ſe produit du gaz hydrogène, & ſur-tout dans les matières animales qui ſe pourriſſent, il ſe forme auſſi du ſoufre. Ce dernier, combiné avec les alcalis, a dû paroître d'abord paſſer lui-même à l'état de gaz hydrogène. Enfin, le gaz hydrogène agit ſur beaucoup de corps à peu près comme le ſoufre. On auroit donc pu croire qu'il y avoit de l'identité entre ces deux corps combuſtibles, ſi l'on n'avoit pas démontré aujourd'hui que le gaz hydrogène eſt preſque toujours un produit de la décompoſition de l'eau, & que le ſoufre n'entre pour rien dans ſa formation.

Le ſoufre eſt ſuſceptible de ſe combiner à beaucoup d'autres ſubſtances; mais comme nous

ne connoiſſons pas encore ces ſubſtances nous ne parlerons de leur union avec ce minéral, que lorſque nous traiterons de leurs propriétés.

Le ſoufre eſt un excellent médicament dans les maladies pituiteuſes des poumons, & ſur-tout dans les maladies de la peau. On l'emploie avec grand ſuccès dans l'aſthme humide, les éruptions galleuſes, dartreuſes, &c. On l'adminiſtre, ou ſous la forme de fleurs de ſoufre, ou en tablettes préparées avec le ſucre. On en fait avec les graiſſes un onguent dont on frotte les parties couvertes de galle. On a propoſé les ſulfures alcalins pour les obſtructions, les engourdiſſemens, les paralyſies, les maladies de la peau, &c. Quoique quelques médecins aient cru que le ſoufre ne ſe diſſout point dans les humeurs animales, il eſt cependant certain qu'il pénètre juſqu'aux extrémités vaſculaires les plus fines, puiſque chez les perſonnes qui en font uſage, la tranſpiration, les urines & les crachats en ſont manifeſtement imprégnés. Le gaz hydrogène ſulfuré diſſout dans les eaux minérales, telles que celles de Cauterets, d'Aix-la-Chapelle, de Barège, d'Enghien, &c. leur communique des propriétés inciſives très-utiles dans les maladies de la peau, des poulmons, des articulations, dans les paralyſies, &c.

Le ſoufre n'eſt pas moins utile dans les arts.

C'eſt un des ingrédiens les plus néceſſaires de la poudre à canon : il ſert à prendre des empreintes très-belles de pierres gravées ; on en fait des mèches combuſtibles; on le brûle pour blanchir les ſoies, pour détruire certaines couleurs, pour arrêter la fermentation des vins, &c. On l'a propoſé pour ſceller le fer dans les pierres, &c.

CHAPITRE V.

Genre V. *Substances métalliques en général.*

Les ſubſtances métalliques forment un ordre de corps très-importans & très-utiles dans les différens uſages de la vie, dans la chimie & dans la médecine. Elles diffèrent eſſentiellement des matières terreuſes & des matières ſalines par leurs caractères phyſiques & par leurs propriétés chimiques.

Avant de paſſer à l'examen de chacune de ces ſubſtances en particulier, il eſt néceſſaire de les conſidérer en général. Pour le faire avec ordre, nous traiterons dans pluſieurs paragraphes, 1°. de leurs propriétés phyſiques ; 2°. de leur hiſtoire naturelle ; 3°. de l'art d'en reconnoître la nature & la quantité, ou de la docimaſie ; 4°. de celui

de les travailler en grand, ou de la métallurgie; 5°. de leurs propriétés chimiques; 6°. de la manière de les diſtinguer les unes des autres, & des diviſions qu'il eſt eſſentiel d'établir entr'elles.

§. I. *Des propriétés phyſiques des ſubſtances métalliques.*

Les ſubſtances métalliques ont une opacité abſolue. Cette opacité eſt beaucoup plus grande que celle des matières pierreuſes; car la pierre la plus opaque, étant en plaque très-mince, a une ſorte de tranſparence; au lieu que la lame la plus fine d'un métal quelconque eſt parfaitement opaque, & tout autant qu'une grande maſſe du même métal. L'opacité des ſubſtances métalliques les rend très-propres à réfléchir les rayons de la lumière, & aucun corps ne poſsède cette propriété dans un degré auſſi marqué que ces ſubſtances; c'eſt ainſi que les miroirs de glace ne réfléchiſſent les objets que parce qu'ils ſont enduits d'une feuille de métal; cette propriété particulière aux métaux conſtitue l'éclat ou le brillant métallique, qualité qui eſt toujours en raiſon compoſée de la denſité ou de la dureté du métal qui lui permet de prendre un poli très-vif, & de ſa couleur. Les ſubſtances métalliques blanches réflé-

chiſſent plus de rayons, & ſont plus brillantes que celles qui ſont colorées.

Les ſubſtances métalliques ont une peſanteur ſpécifique bien plus conſidérable que les autres corps minéraux ; un pied cube de marbre ne pèſe que deux cent cinquante-deux livres; un pied cube d'étain, qui eſt le plus léger des métaux, pèſe cinq cent ſeize livres, & un pied cube d'or pèſe treize cent vingt-ſix livres. Cette peſanteur, beaucoup au-deſſus de celle des matières terreuſes, dépend ſans doute de la grande denſité des ſubſtances métalliques, à laquelle elles doivent encore leur opacité parfaite & leur brillant.

La plus grande partie des ſubſtances métalliques eſt ſuſceptible de s'étendre à l'aide d'une percuſſion répétée, ou d'une forte preſſion. Cette propriété, qui eſt particulière à ces ſubſtances, & que nous n'avons pas encore eu occaſion d'obſerver dans aucune des matières que nous avons examinées, porte le nom de *ductilité*. Nous penſons qu'on doit en diſtinguer deux eſpèces; l'une qu'on appelle ductilité ſous le marteau ou *malléabilité*, ſe reconnoît à ce que les métaux qui en jouiſſent peuvent s'étendre en lames minces ſans ſe caſſer : le plomb & l'étain nous fourniſſent un exemple de cette ſorte de ductilité. L'autre conſiſte dans l'allongement ſucceſſif &

presque extrême de certaines matières métalliques, de sorte qu'elles forment un fil plus ou moins fin : c'est la ductilité à la filière, telle qu'on peut l'observer dans le fer, le cuivre, l'or. On lui a aussi donné le nom de *ténacité*. Il est d'autant plus important de bien distinguer ces deux sortes de ductilités, qu'elles semblent être réellement très-différentes l'une de l'autre, puisque les substances métalliques qui sont très-malléables ont souvent très-peu de ténacité, & que celles qui sont très-ductiles à la filière ne sont que peu malléables. On exprime la ténacité des métaux d'une manière fort exacte, en désignant la somme de poids qu'un fil métallique d'un diamètre connu peut soutenir sans se rompre. L'une & l'autre de ces propriétés paroît dépendre d'une forme particulière des parties intégrantes de chaque métal. Il semble que les métaux qui s'étendent en plaques minces par la percussion soient formés de petites lames qui, lorsqu'elles sont comprimées, glissent les unes à côté des autres, & augmentent en largeur à mesure qu'elles perdent de leur épaisseur; tandis que ceux qui peuvent se filer offrent une sorte de tissu fibreux dont les filamens disposés par paquets se rapprochent & s'allongent à l'aide de la forte pression que leur fait éprouver la filière.

La ductilité des métaux a des bornes. On observe que lorsqu'un métal même très-ductile a reçu plusieurs coups de marteau, il durcit & se déchire au lieu de s'étendre ; cette propriété se nomme *écrouissement*. Lorsqu'on chauffe lentement & avec précaution un métal écroui, il devient plus ductile, & il peut être frappé sans se briser. Il paroît que les parties ne s'étendent sous le marteau qu'autant qu'elles trouvent entr'elles un espace qu'elles peuvent remplir à mesure qu'elles fuient la pression : on conçoit aisément que ces parties étant une fois assez rapprochées par la percussion, pour ne laisser entr'elles que peu d'intervalle, elles ne pourront plus fuir sous le marteau, & que, dans ce cas, le métal se déchirera. La chaleur en le dilatant en écarte les parties, & produit entr'elles de nouveaux espaces qui leur permettent de se rapprocher de nouveau à l'aide des percussions réitérées.

Comme la ductilité ne se rencontre que dans certaines substances métalliques, les chimistes & les naturalistes se sont servi de l'absence & de la présence de cette propriété pour distinguer ces substances entr'elles. Ils ont appelé *métaux* celles qui réunissent la ductilité à l'opacité, à la pesanteur & au brillant métallique ; & demi-mé-

taux, celles qui, avec l'apparence métallique, ne ſont point ductiles. Mais cette diſtinction, quoiqu'aſſez exacte, ne ſuffit cependant pas pour ſéparer en deux claſſes toutes les matières métalliques, parce que depuis la ductilité extrême de l'or juſqu'à la ſingulière fragilité de l'arſenic, on ne trouve que des degrés inſenſibles dans cette propriété, & parce qu'il y a peut-être plus loin pour la ductilité de l'or au plomb, qui eſt regardé comme un métal, qu'il n'y a du plomb au zinc qu'on range parmi les demi-métaux, & du zinc à l'arſenic. D'ailleurs le mot *demi-métaux* exprime une opinion très hipothétique ſur la nature & la formation des métaux.

Les métaux, conſidérés relativement au degré de leur ductilité, doivent être rangés dans l'ordre ſuivant. L'or eſt le plus malléable de tous; enſuite viennent l'argent, le cuivre, le fer, l'étain & le plomb. Les demi-métaux ont été regardés comme n'en ayant aucune. Nous verrons cependant que cette propriété exiſte juſqu'à un certain degré dans le zinc & dans le mercure. Quant à la ténacité, l'or eſt celui qui en a le plus: on place à la ſuite le fer, le cuivre, l'argent, l'étain & le plomb; celle du platine n'eſt pas bien connue.

Les ſubſtances métalliques ſont ſuſceptibles

de prendre une forme régulière, ſoit par le travail de la nature, ſoit par les efforts de l'art. Les naturaliſtes connoiſſoient depuis long-temps cette propriété que la nature leur avoit offerte dans le biſmuth natif, l'argent vierge, & quelques autres métaux. Les alchimiſtes même avoient obſervé ſoigneuſement les figures ramifiées ou étoilées qui ſe forment à la ſurface de l'antimoine & du biſmuth. M. Baumé a annoncé dans ſa chimie expérimentale & raiſonnée que les matières métalliques qui ont été bien fondues prennent, par un refroidiſſement lent, un arrangement ſymmétrique & régulier, &c. M. l'abbé Mongez, qui a ſuivi M. la Peyrouſe dans ſon voyage autour du monde, a fait un travail ſur la criſtalliſation des matières métalliques. M. Bronginart, démonſtrateur de chimie au jardin du roi, s'eſt auſſi occupé de cet objet, & beaucoup de chimiſtes ont répété leurs procédés. Il en réſulte que tous les métaux peuvent criſtalliſer, & que, quoique pluſieurs d'entr'eux aient une criſtalliſation en apparence différente, le plus grand nombre préſente cependant la même forme octaèdre avec quelques modifications.

Quelques matières métalliques ont de la ſaveur & de l'odeur, comme l'arſenic, l'antimoine, le plomb, le cuivre, l'étain, le fer. Ces propriétés

ſe rencontrent conſtamment dans toutes celles qui ſont les plus altérables. Elles y ſont même quelquefois dans un degré ſi marqué, que ces matières ſont ſuſceptibles de corroder & de détruire entièrement les organes des animaux.

§. II. *Hiſtoire naturelle des ſubſtances métalliques.*

Les ſubſtances métalliques exiſtent dans l'intérieur de la terre dans quatre états différens ; le premier eſt celui de métal vierge ou natif, c'eſt-à-dire, pourvu de toutes ſes propriétés ; c'eſt ainſi que ſe trouvent toujours l'or, ſouvent l'argent, le cuivre, le mercure, le biſmuth, l'arſenic, rarement le fer, plus rarement encore le plomb, le zinc, l'antimoine, &c.

Le ſecond état où ſe rencontrent les ſubſtances métalliques eſt celui d'oxides ou de *chaux*, c'eſt-à-dire, n'ayant pas l'aſpect métallique, mais plutôt une ſorte de reſſemblance avec les ochres ou les matières terreuſes. On trouve ſouvent le cuivre dans l'état d'oxide vert ou bleu ; le fer dans celui d'oxide jaune, rouge ou brun ; le plomb dans l'état d'oxide blanc, gris, jaune, rougeâtre &c. ; le zinc dans l'état de calamine ; le cobalt en fleurs rouges ; l'arſenic en oxide blanc, &c.

Le troisième état naturel des métaux, & celui qui est le plus commun, constitue les mines ou minérais. La substance métallique s'y trouve combinée avec une matière combustible qui lui enlève ses propriétés métalliques, & elle ne peut les recouvrer que lorsqu'elle en est séparée. Cette matière, que l'on nomme le *minéralisateur*, est ou du soufre, ou un autre métal. Quelques chimistes assurent même que le soufre est le minéralisateur le plus commun. Il est uni à l'argent dans la mine d'argent vitreuse; celles de cuivre contiennent presque toujours une très-grande quantité de soufre; le fer est combiné avec ce minéral dans la pyrite martiale, le plomb dans la galène, le mercure dans le cinabre, le zinc dans la blende; enfin, on trouve quelquefois le bismuth & souvent l'arsenic unis au soufre.

Il est bon d'observer que les métaux n'ont pas tous la même affinité avec le soufre. Il en est qui en contiennent beaucoup & qui le perdent aisément; leur état métallique en paroît peu altéré; tels sont le cuivre, le plomb, l'antimoine; d'autres en contiennent très-peu, mais ce soufre leur est très-adhérent, & quoiqu'il soit en petite quantité, il fait disparoître presque toutes les qualités métalliques; c'est ce qu'on observe à l'égard du cinabre.

Les métaux peuvent ſe trouver alliés avec d'autres métaux, mais c'eſt particulièrement l'arſenic qui les minéraliſe. On trouve le fer, l'étain, le cobalt, ſouvent unis à l'arſenic; quelquefois le métal eſt uni en même-temps à l'arſenic & au ſoufre, comme dans la mine d'antimoine rouge, dans l'argent rouge; enfin, il y a des mines métalliques compoſées de pluſieurs métaux & de pluſieurs ſubſtances minéraliſantes, ainſi que la mine de cuivre griſe, la mine d'argent griſe & quelques autres.

Le quatrième état que les métaux préſentent dans l'intérieur de la terre eſt leur combinaiſon avec des ſubſtances ſalines, & preſque toujours avec des acides. L'acide ſulfurique s'y trouve combiné très-fréquemment; les oxides de zinc, de plomb, de cuivre, de fer, ſont ſouvent dans l'état de ſulfates; l'acide carbonique eſt un des minéraliſateurs les plus communs des métaux; les acides muriatique, arſenique & phoſphorique y ont auſſi été démontrés depuis quelques années.

Les ſubſtances métalliques ſont bien moins abondantes dans le globe terreſtre que les matières pierreuſes. Elles forment dans les montagnes des veines ou filons qui coupent plus ou moins obliquement les couches de terres & de pierres, c'eſt l'état le plus ordinaire des métaux

minéraliſés.

minéralisés. Ceux qui sont dans l'état d'oxides ou de sels se trouvent souvent par masses que l'eau a transportées & quelquefois cristallisées ; on rencontre aussi plusieurs mines métalliques en tas informes : elles doivent alors leur formation à quelques accidens particuliers.

Les filons métalliques sont accompagnés de matières pierreuses qui semblent avoir été formées en même-temps qu'eux. Ces pierres sont ordinairement du quartz & du spath, elles forment deux couches ; l'une, sur laquelle pose la mine, se nomme *lit* ou *sol ;* l'autre qui la recouvre est le *toit*. Ces pierres constituent ce qu'on appelle la *gangue* ou *matrice de la mine*, qui ne doit pas être confondue avec le minéralisateur ; car celui-ci est combiné avec le métal, de manière qu'il ne peut en être séparé que par des procédés chimiques, tandis que la gangue peut en être séparée par des moyens méchaniques ; il ne faut pas non plus confondre la gangue qui est formée de pierres cristallisées, avec la roche qui forme la masse des montagnes, dans lesquelles se trouvent les filons métalliques. Ces derniers se divisent en *riches* ou *pauvres*, en *filons capitaux* ou *veinules*, en filons de *vrais cours* qui se continuent dans la même direction, ou filons *rébelles* qui se détournent & sont interrompus dans leur continuité.

Les mines métalliques paroiſſent toutes devoir leur formation à l'eau ; en effet, la plupart ſe trouvent criſtalliſées ou mêlées à des ſubſtances que le feu n'auroit pas manqué d'altérer, comme les pierres calcaires & le ſoufre ; & l'on rencontre parmi elles des corps qui ont conſervé l'organiſation végétale ou animale, organiſation que le feu n'auroit pas reſpectée ; il y a peut-être quelques mines métalliques qui ont été formées par le feu ; telle paroît être la mine de fer ſpéculaire du Mont-d'Or en Auvergne, celle de l'île d'Elbe ; mais ces cas ſont rares.

Les mines ſe trouvent plus communément dans les montagnes que dans les plaines, & preſque toujours dans celles qui forment des chaînes continues. On obſerve que les plantes qui croiſſent à la ſurface des montagnes qui renferment ces matières, ſont arides ; les arbres y ſont tortueux, & ont un mauvais port ; la neige y fond preſque auſſi-tôt qu'elle y tombe, les ſables offrent ſouvent des couleurs métalliques. On trouve, dans le voiſinage, des ſources d'eaux minérales métalliques ; l'examen de ces eaux & des ſables qu'elles charient, fourniſſent de très-bons indices de la préſence des matières métalliques qui les avoiſinent. Lorſqu'on voit paroître à la ſurface de la terre quelques veines métalliques, ces indices doivent

ſuffire pour faire ſonder le terrein ; la ſonde rapportant les ſubſtances qui compoſent l'intérieur de la montagne avec la matière minérale métallique, ſert à faire connoître quelle eſt la nature de cette ſubſtance, & la réſiſtance qu'on doit attendre du terrein.

§. III. *De l'art d'eſſayer les mines, ou de la* DOCIMASIE.

Lorſqu'on a retiré une certaine quantité de mine, il convient d'en faire l'eſſai pour en connoître exactement la nature & le produit. Ces eſſais forment une des parties les plus importantes de la chimie, à laquelle on a donné le nom de *docimaſie*. Ils doivent être variés ſuivant la nature de chaque mine ; cependant il eſt certains procédés généraux qu'il convient de ſuivre dans tous les eſſais.

On prend des échantillons de mine qu'on choiſit parmi les plus riches, les plus pauvres, & ceux d'une richeſſe moyenne, cette opération s'appelle *lotir les mines* ; le lotiſſage eſt indiſpenſable, parce que ſi on ne tentoit que l'eſſai d'un échantillon riche, on pourroit concevoir des eſpérances trop flatteuſes ; ſi on n'eſſayoit que des échantillons très-pauvres, on tomberoit dans le découragement. Les mines étant loties, il faut les piler exac-

tement, & ensuite les laver à grande eau. Ce fluide emporte la gangue réduite en poudre; le minérai, comme plus pesant, reste au fond du vase où se fait le lavage. La mine lavée doit être ensuite grillée avec soin pour enlever par la sublimation la plus grande quantité possible du minéralisateur; on doit faire le *grillage* dans une petite écuelle de terre, couverte d'un vaisseau semblable. Cette précaution est nécessaire, parce que certaines mines pétillent au feu & sautent hors de la capsule dans laquelle on les grille; cet accident est capable de rendre le résultat incertain. Comme ce grillage fait en plein air laisse ordinairement le métal dans l'état d'oxide, & peut même en faire perdre une partie si le métal que l'on essaie est volatil, nous préférons de griller les mines dans une cornue de grès. Cette opération, quoique plus longue & plus difficile, a l'avantage de faire connoître la nature & la quantité du minéralisateur, & de donner une analyse beaucoup plus exacte du minéral dont on fait l'essai. Lorsque la mine a été tenue rouge pendant quelque temps, & qu'il ne s'en exhale aucune vapeur, le grillage est fini. Comme on a pesé la mine avant & après le lavage pour déterminer la quantité de gangue qu'elle contenoit, on la pèse de nouveau après le grillage,

pour savoir combien elle a perdu par cette opération.

La mine grillée doit être fondue; à cet effet on la mêle avec trois parties de flux noir & un peu de muriate de soude décrépité, on la met dans un creuset fermé de son couvercle, on place ce creuset dans un bon fourneau de fusion. L'alcali du flux noir fond le métal, & absorbe la portion de minéralisateur qui reste dans la mine. Le charbon du tartre qui se trouve dans le flux noir, sert à réduire l'oxide du métal en absorbant son oxigène; le muriate de soude empêche que le mêlange ne souffre de déperdition pendant la fusion, parce que ce sel fondu étant plus léger que les autres matières, occupe toujours la partie supérieure du creuset, recouvre le mêlange & supporte seul le déchet.

La fusion étant achevée, il faut laisser refroidir très-lentement le creuset; on s'apperçoit que la matière a été bien fondue, lorsque le métal est rassemblé en un seul culot convexe à sa superficie, qu'il ne se trouve aucun grain dans les scories, & que ces scories elles-mêmes sont en une masse vitreuse, compacte & uniforme, couverte d'une couche de sel marin fondu. On pèse exactement le culot métallique, & on connoît en quelle proportion le métal se trouve dans la mine que l'on a essayée.

Il eſt des mines qui ſont plus dures & plus réfractaires; alors on ajoute des fondans plus actifs & en plus grande quantité, comme le borax, le verre pilé, les alcalis fixes, &c. Il arrive ſouvent que le même minérai contient des métaux parfaits avec des métaux imparfaits; on les ſépare en chauffant avec le contact de l'air le culot métallique. Le métal imparfait s'oxide & ſe diſſipe, le métal parfait reſte pur; cette opération ſe nomme en général *affinage*. Le métal parfait qu'on obtient par ce procédé eſt preſque toujours un mêlange d'or & d'argent. On ſépare ces deux métaux par le moyen d'un diſſolvant qui s'empare de l'argent & laiſſe l'or intact; cette opération ſe nomme *départ*. Les réſidus que tous ces procédés fourniſſent, doivent être peſés avec la balance d'eſſai.

Ce travail, quelqu'exact qu'il paroiſſe, eſt ſouvent moins utile pour guider dans l'exploitation d'une mine, que ne feroit un eſſai plus groſſier; parce que, dans les travaux en grand, on n'emploie pas des matériaux auſſi chers, & que d'ailleurs on n'opère pas avec autant de précaution; il faut donc eſſayer de fondre la mine à travers les charbons dans un fourneau de fuſion. Les charbons réduiſent l'oxide métallique; l'alcali fixe qui ſe produit dans leur combuſtion,

absorbe une portion de la substance qui minéralise le métal. Il faut quelquefois ajouter un peu de limaille ou de scories de fer, ou du fiel de verre pour faciliter la fusion des mines très-réfractaires.

Il est une sorte d'essai par la voie humide qui peut se pratiquer lorsqu'on veut connoître les métaux contenus dans des échantillons de mines qu'on se propose de conserver dans des cabinets d'histoire naturelle. On prend un petit morceau de l'échantillon, on le fait digérer dans des acides qui dissolvent le métal & en séparent le minéralisateur ; le sel qui résulte de l'union du métal à l'acide fait connoître la qualité de ce métal ; mais cet essai ne peut pas avoir lieu pour toutes sortes de mines, parce qu'elles ne sont pas toutes susceptibles d'être attaquées par les acides. Bergman a donné sur la docimasie humide une très bonne dissertation qu'on pourra consulter avec fruit.

§. IV. *De l'art d'extraire & de purifier en grand les métaux, ou de la MÉTALLURGIE.*

Lorsqu'on s'est assuré, par un essai convenable, que la mine peut être exploitée utilement, on y procède de la manière suivante. On creuse un puits carré perpendiculaire, assez large pour y placer des échelles droites, à l'aide desquelles

les ouvriers puissent descendre & monter. Ordinairement on pose sur ces puits des treuils pour tirer les sceaux chargés de minérai ; quelquefois aussi on y met des pompes pour puiser l'eau qui s'y rassemble. Si la mine est trop profonde pour qu'un seul puits conduise au sol du filon, on pratique une galerie horisontale, au bout de laquelle on creuse un nouveau puits, & ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on soit parvenu au fond de la mine.

Si la roche dans laquelle on creuse est fort dure & capable de se soutenir d'elle-même, la mine n'a pas besoin d'être étayée ; mais si on travaille dans des roches tendres ou dans des terres qui peuvent s'ébouler, on est obligé d'étançonner les galeries & de garnir les puits de pièces de charpente qu'on recouvre de planches dans tout le pourtour.

Il est essentiel de renouveller l'air dans les mines ; lorsqu'il est possible de creuser une galerie, qui du bas des puits réponde dans la plaine, le courant d'air s'établit aisément ; quand cela ne se peut pas, on creuse un puits qui aboutit à l'extrêmité de la galerie opposée à celle où se trouve le premier. Lorsque l'un des deux puits est plus bas que l'autre, l'air circule très-aisément ; mais si les deux puits sont de hauteur égale, le courant d'air ne sauroit

s'établir : dans ce dernier cas on allume du feu dans un fourneau, au-dessus de l'un des puits ; & l'air, forcé de traverser les matières combustibles, se renouvelle continuellement dans la galerie.

L'eau est encore un inconvénient très-grand dans les mines ; si elle sort peu-à-peu entre les terres, on tâche de lui ménager une issue dans la plaine, & de là dans la rivière la plus voisine, à l'aide d'une galerie de percement. Si elle se ramasse en plus grande quantité, on tire l'eau à l'aide des pompes. Quelquefois en perçant la roche il en sort une quantité d'eau énorme, & capable de remplir à l'instant toutes les galeries ; les ouvriers en sont avertis par le retentissement qu'ils entendent en frappant la roche ; alors ils établissent une porte dans une des galeries, cette porte peut se fermer par un valet ; un ouvrier perce la roche pour donner issue à l'eau, & se retire en fermant la porte sur lui ; il a le temps de s'éloigner avant que l'eau puisse gagner.

Il s'élève dans les souterreins des mines des vapeurs d'acide carbonique & de gaz hydrogène, dégagées ou formées par la réaction des matières minérales & métalliques les unes sur les autres. Souvent aussi les feux que les ouvriers sont obligés d'allumer dans le dessein d'attendrir

la roche, favorisent le dégagement de ces gaz; dont les dangereux effets ne peuvent être prévenus que par les courans d'air rapides, ou par la détonation.

Le minéral tiré de la terre est ensuite pilé, lavé, grillé, fondu & affiné. On pile la mine sous de gros pilons mus par un courant d'eau; les pilons se nomment *bocards*; la mine pilée est lavée sur des tables inclinées, de sorte que l'eau s'écoule & emporte la gangue. Les mines qui contiennent beaucoup de soufre, doivent être grillées à l'air; celles qui en contiennent peu, doivent l'être dans des fourneaux qui servent ensuite à les fondre; quelques mines se fondent seules, d'autres veulent être fondues à travers les charbons, & avec différens fondans. Les fourneaux de fusion diffèrent suivant les pays & la qualité plus ou moins réfractaire de la mine. Ceux qui servent à l'affinage, ne sont pas essentiellement différens des premiers. Quelquefois même ces deux opérations se font dans un seul fourneau. Lorsqu'on a ainsi réduit les métaux, ils sont presque toujours unis plusieurs ensemble; on a alors recours pour les séparer, à des procédés entièrement chimiques, & que nous ferons connoître à l'article de chaque métal.

§. V. *Des propriétés chimiques des ſubſtances métalliques.*

Toutes les propriétés chimiques des ſubſtances métalliques ſemblent démontrer que ces matières ſont ſimples, & qu'on ne peut les décompoſer. Les altérations qu'elles éprouvent de la part de la chaleur, de l'air & des ſubſtances ſalines, ſont toujours dues, comme on le verra, à des combinaiſons, & pas une de ces altérations ne peut être comparée à une analyſe, ainſi que nous allons le faire voir par l'expoſition détaillée des phénomènes qu'elles préſentent.

La lumière paroît altérer la couleur & le brillant de quelques ſubſtances métalliques. Bien enfermées dans des vaiſſeaux tranſparens, quelques-unes s'y terniſſent, prennent une couleur changeante, qui fait diſparoître peu-à-peu leur brillant. On n'a pas ſuivi plus loin cette eſpèce d'altération.

Le calorique ne leur fait éprouver que quelques changemens d'aggrégation, & cela avec plus ou moins de facilité & de promptitude. Toutes les ſubſtances métalliques, chauffées dans des vaiſſeaux bien fermés, ſe fondent les unes bien avant de rougir, d'autres dans l'inſtant qu'elles rougiſſent, d'autres long-tems après qu'elles

ont rougi. Il y a autant de degrés dans la fusibilité de ces matières, qu'il y a d'espèces de métaux. Si on les laisse refroidir lorsqu'ils ont été fondus, ils cristallisent; si on les pousse à un feu violent, ils bouillent à la manière des fluides, & se réduisent en vapeurs. Il y a long-tems qu'on connoissoit ces propriétés dans le mercure; les orfèvres voyent souvent bouillir l'or & l'argent en fusion. Buffon avoit observé qu'en exposant des plats d'argent au foyer d'un grand miroir concave, il s'élevoit une fumée blanche de la surface des plats. MM. Macquer & Lavoisier ayant mis de l'argent de coupelle au foyer de la lentille de Tschirnausen, virent ce métal s'exhaler en fumée; une lame d'or exposée à cette fumée fut parfaitement argentée. L'or mis au même foyer donna également des fumées qui dorèrent parfaitement une lame d'argent qu'on y exposa. Les cheminées des orfèvres & des essayeurs sont remplies d'or & d'argent sublimés. Le cuivre, l'étain, le plomb, le zinc, l'antimoine, le bismuth & l'arsenic se volatilisent assez facilement.

Tous les métaux fondus paroissent convexes à leur surface, & lorsqu'ils sont en très-petites masses, ils forment des sphères parfaites; cet effet dépend de la force d'aggrégation qui fait

rapprocher les parties métalliques les unes vers les autres, & de leur peu de tendance à la combinaison avec le corps sur lequel elles posent. Cette propriété est générale dans tous les fluides, & on peut l'observer dans l'huile à l'égard de l'eau, & dans l'eau à l'égard des corps gras.

Les métaux exposés à l'action du calorique avec le contact de l'air y éprouvent des altérations assez sensibles, les uns plutôt, les autres plus tard : ceux qui ne sont point sensiblement altérés, se nomment *métaux parfaits ;* on appelle *métaux imparfaits*, ceux qui perdent entièrement leurs propriétés métalliques par ce procédé. Cette altération des matières métalliques, que nous nommons *oxidation*, est une véritable combustion ; elle ne peut se faire qu'avec le secours de l'air, comme celle de toutes les substances combustibles ; & lorsqu'elle a eu lieu quelque tems dans une certaine quantité d'air, elle ne peut plus s'y continuer à moins que l'air ne soit renouvellé. Cet air dans lequel les métaux ont brûlé, est devenu méphitique. La combustion des substances métalliques est accompagnée d'une flamme plus ou moins vive, cette flamme est très-sensible dans le zinc, l'arsenic, le fer, l'or, l'argent; elle l'est même dans le plomb, l'étain, l'antimoine, qui sont

chauffés fortement. Les métaux perdent en brûlant leurs propriétés métalliques d'une manière d'autant plus marquée, qu'ils ont été exposés à l'action du feu & au contact de l'air pendant un tems plus long ; quelques-uns semblent alors se rapprocher à l'extérieur du caractère des matières terreuses ; aussi leur a-t-on donné, dans cet état, le nom de *terres* ou de *chaux métalliques*. On doit préférer à ce nom celui d'oxides métalliques, parce qu'il est démontré aujourd'hui que ces métaux brûlés ne sont point des terres comme on le croyoit il y a quelques années ; mais des combinaisons avec l'oxigène. Les oxides métalliques n'ont plus le brillant & la fusibilité des métaux ; ils n'ont plus du tout d'affinité avec ces corps, pas même avec ceux qui ont servi à les faire. Si on les pousse au feu, ils se volatilisent ou se fondent en verres. Ces derniers sont d'autant plus transparens & d'autant plus difficiles à fondre, que les métaux ont été oxidés, ou qu'ils contiennent plus d'oxigène. Les oxides métalliques s'unissent aux matières salines & terreuses. Plusieurs d'entr'eux ont les caractères de matières salines. L'arsenic bien oxidé devient un acide particulier, dont les propriétés ont été examinées par Schéele & Bergman. Roüelle a reconnu que l'oxide d'antimoine se dissout dans l'eau comme le fait l'arsenic.

Quelques oxides métalliques exposés à l'action du feu, se réduisent en métaux & fournissent en se réduisant un fluide aériforme qui est de l'air vital très-pur. C'est à M. Bayen que l'on doit les premières connoissances sur cet objet. Il a observé que les oxides de mercure chauffés dans des vaisseaux fermés donnoient beaucoup d'air, & qu'ils se réduisoient en mercure coulant. M. Priestley, ayant examiné cet air, vit qu'il étoit beaucoup meilleur que l'air atmosphérique; & c'est à cette découverte que l'on doit fixer l'époque de la connoissance exacte que nous avons aujourd'hui sur la *calcination* des métaux. Revenons un moment sur les phénomènes de cette opération. Un métal ne se *calcine* jamais que lorsqu'il a un contact avec l'air; plus ce contact est multiplié, plus le métal se *calcine*; une quantité donnée d'air ne peut servir à *calciner* qu'une quantité donnée de métal, comme l'a ingénieusement démontré M. Lavoisier en *calcinant* du plomb, à l'aide d'un miroir de réflexion, dans une cloche qui contenoit un volume connu d'air. Le métal en se *calcinant*, absorbe une portion de l'air qui l'environne, puisque le mercure au-dessus duquel on *calcine* un métal sous une cloche, remonte dans ce vaisseau à mesure que la *calcination* avance. C'est à cet oxigène absorbé que

les oxides métalliques doivent la peſanteur qu'ils ont acquiſe dans la *calcination*, puiſque quand on l'extrait des oxides de mercure, ils perdent en revenant à l'état métallique cet excès de poids que l'on retrouve exactement dans l'air vital qu'elles fourniſſent à l'aide de la diſtillation. Il paroît démontré, d'après tous ces phénomènes, que la *calcination* n'eſt autre choſe que la combinaiſon du métal avec la baſe de l'air pur ou l'oxigène contenu dans l'atmoſphère. Cette combinaiſon ſe fait ſouvent par le ſeul contact de l'air & de l'eau, dans les métaux qui ſont ſuſceptibles de ſe rouiller. Si l'on a beſoin de faire chauffer la plupart des métaux pour les oxider, c'eſt que la chaleur, en diminuant la force d'aggrégation des molécules de ces corps pour elle-même, augmente en même proportion la force d'affinité ou de combinaiſon, & favoriſe ainſi celle que l'on veut opérer entre l'oxigène & le métal. La chaleur n'eſt donc, dans cette opération, qu'un auxiliaire comme dans beaucoup de diſſolutions. L'air qui a ſervi à oxider un métal ne peut plus entretenir la combuſtion, parce qu'il eſt privé de la portion d'air vital qu'il contenoit, & qui ſeule peut donner lieu à la combuſtion & à la vie. Plus le fluide atmoſphérique contient de cet air vital, plus il eſt propre à oxider promptement

tement une quantité donnée de métal. J'ai bien des fois obſervé qu'on peut faire une beaucoup plus grande quantité d'oxide métallique de plomb, de biſmuth, &c en plongeant ces métaux fondus dans une cloche pleine d'air vital, qu'on n'en feroit dans le même temps au milieu de l'air atmoſphérique. Tous ces faits, & un grand nombre d'autres, que l'on trouvera dans l'hiſtoire particulière de chaque métal, ſont bien propres à démontrer qu'un oxide métallique n'eſt autre choſe qu'une combinaiſon chimique du métal & de l'oxigène atmoſphérique, que la calcination n'eſt que l'acte même de cette combinaiſon, & que l'air vital étant fixé dans cette opération, il ne reſte plus que le gaz azote qui faiſoit partie de l'atmoſphère.

La réduction des oxides métalliques, à l'aide des matières combuſtibles, éclaire encore cette théorie, & lui donne de nouvelles forces. On eſt ſouvent obligé, lorſqu'on veut réduire un oxide métallique en métal, de le faire chauffer dans des vaiſſeaux fermés avec une matière combuſtible, comme avec des graiſſes, des huiles, du charbon, &c. Dans tous ces cas on décompoſe l'oxide métallique, en lui enlevant l'oxigène qui le conſtituoit tel. Pour bien entendre ce qui ſe paſſe dans cette opération, il faut concevoir, 1°. que les métaux ne ſont pas

les corps les plus combuſtibles de la nature, ou, ce qui eſt la même choſe, que les métaux n'ont pas avec l'oxigène la plus grande affinité poſſible; 2°. que les matières combuſtibles animales ou végétales ont plus d'affinité avec cet oxigène que n'en ont les ſubſtances métalliques; 3°. qu'en conſéquence, lorſqu'on réduit un oxide métallique à l'aide du charbon, ce dernier étant plus combuſtible que le métal, ou ayant plus d'affinité que lui avec l'oxigène, s'en empare & décompoſe l'oxide métallique, qui paſſe à l'état du métal. Auſſi ces ſortes d'opérations ne réuſſiſſent-elles bien que dans des vaiſſeaux fermés, parce que la matière combuſtible, n'ayant pas de contact avec l'air, eſt obligée de brûler à l'aide de l'oxigène de l'oxide. C'eſt pour cela que la portion de carbone pure, qui s'empare de l'oxigène uni à la ſubſtance métallique, ſe trouve changée en acide carbonique pendant la réduction.

En faiſant l'hiſtoire de la calcination métallique, d'après la théorie des modernes, nous devons dire un mot de la doctrine de Stahl, qui a été adoptée preſque univerſellement par tous les chimiſtes, juſqu'aux dernières découvertes ſur l'air & ſur la combuſtion. Stahl regardoit les ſubſtances métalliques comme des compoſés de terres particulières & de phlogiſ-

tique. La *calcination* n'étoit ſuivant lui que le dégagement du *phlogiſtique*, & la réduction ſervoit à rendre aux *chaux* métalliques ce principe qu'elles avoient perdu dans leur *calcination*. On voit que cette théorie eſt abſolument l'inverſe de celle des modernes, puiſqu'elle annonce que les métaux ſont des êtres composés, tandis que la doctrine actuelle les conſidère comme des corps ſimples; ils perdent, ſuivant Stahl, un principe dans leur *calcination*, & la doctrine nouvelle prouve qu'ils ſe combinent à un nouveau corps dans cette opération; enfin, ce grand homme penſoit que pendant la réduction, les oxides métalliques reprenoient le *phlogiſtique* qui avoit été dégagé des métaux par le feu, & les modernes ont prouvé que la réduction n'eſt que la ſéparation de l'oxigène qui s'étoit combiné avec eux dans la *calcination*.

Eſſayons de démontrer, après ce léger parallèle de ces deux théories, à laquelle des deux le plus grand nombre des faits peut être favorable. Stahl, uniquement occupé à démontrer la préſence du *phlogiſtique* dans les métaux, ſemble avoir oublié l'influence de l'air dans la *calcination*. Becher, Jean Rey, Boyle & pluſieurs autres chimiſtes avoient cependant ſoupçonné avant lui que cet élément jouoit le principal

rôle dans ce phénomène. La théorie de Stahl, quelque satisfaisante qu'elle ait dû paroître jusqu'à l'époque des nouvelles découvertes sur l'air, ne pouvoit donc pas se trouver d'accord avec tous les faits qui démontrent la nécessité & l'action de ce fluide dans la *calcination*. Aussi y a-t-il plusieurs phénomènes inexplicables dans la doctrine de Stahl, & qui même la rendoient imparfaite. Telle est, par exemple, la pesanteur des oxides métalliques, plus considérable que celle des métaux avant leur *calcination*. On ne concevra jamais comment un corps peut augmenter de poids en perdant une de ses parties constituantes; & comme la pesanteur est une des propriétés qui sert à démontrer la présence de toute substance, l'explication ingénieuse que M. de Morveau a donnée dans sa dissertation sur le *phlogistique*, relativement au phénomène dont il s'agit, ne peut pas entiérement satisfaire, sur-tout depuis qu'on a reconnu l'existence de l'air dans les oxides métalliques. Il paroît donc, d'après ces faits, que la théorie pneumatique a de grands avantages sur celle de Stahl. Macquer, guidé par cette sage retenue dont nous ne pouvons que faire l'éloge, avoit cru pouvoir allier les découvertes modernes avec la doctrine du *phlogistique*. Suivant ce célèbre chimiste, les métaux ne

peuvent perdre leur *phlogiſtique* & ſe *calciner*, qu'autant que l'air pur de l'atmoſphère ſe précipite & s'unit à leur propre ſubſtance, en dégageant la lumière qui leur eſt unie, & ils ne ſe réduiſent que lorſque la lumière, aidée par la chaleur, en ſépare l'air pur, en prenant ſa place, de ſorte que ces deux corps ſont mutuellement précipitans l'un de l'autre. Mais comme perſonne n'a démontré encore l'identité de la lumière & de ce que Stahl a appellé *phlogiſtique*, ni le principe de la lumière dans les corps combuſtibles, l'opinion de Macquer n'eſt qu'une hypothèſe dont on peut entièrement ſe paſſer, & qu'il n'eſt plus permis d'admettre.

Il eſt donc bien démontré aujourd'hui que les oxides métalliques ſont des compoſés des métaux & d'oxigène; il ſeroit très-important de connoître les diverſes attractions électives qui exiſtent entre ce principe & les ſubſtances métalliques. M. Lavoiſier s'eſt déjà occupé de ce travail intéreſſant; mais ſes expériences ne ſont point encore aſſez multipliées, & leur réſultat n'eſt point aſſez exact, pour qu'il ſoit poſſible de traiter ici cet objet avec les détails qu'il exigeroit.

Les ſubſtances métalliques s'altèrent à l'air; leur ſurface ſe ternit, quelques-unes ſe couvrent

de rouille. Les chimistes ont regardé la rouille comme un oxide métallique. Nous aurons occasion de revenir plusieurs fois sur cet objet, & de faire voir que l'eau en vapeurs oxide plusieurs substances métalliques, & que l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère s'y unit après leur calcination.

L'eau dissout certains métaux ; elle n'a aucune action sur quelques autres ; lorsqu'elle est en vapeurs, elle favorise singulièrement la production de la rouille sur ceux qui en sont susceptibles ; on sait, d'après les nouvelles découvertes de M. Lavoisier, qu'elle oxide avec beaucoup d'énergie ceux des métaux qui sont les plus combustibles, comme le zinc & le fer, & qu'elle se décompose en oxigène, qui s'unit à ces métaux, & en hydrogène qui se dégage uni à une très-grande quantité de calorique, & conséquemment sous la forme de gaz très-léger.

Les matières terreuses ne paroissent avoir aucune action sur les substances métalliques ; mais elles s'unissent avec leurs oxides par la fusion.

On ne connoît pas du tout l'action des matières salino-terreuses sur ces substances.

Les alcalis en dissolvent quelques-unes, & n'agissent que foiblement sur la plupart d'entr'elles. Il paroît que l'eau ou le contact de l'at-

mosphère contribuent beaucoup à l'oxidation de plusieurs métaux opérée à l'aide des alcalis.

Les acides altèrent beaucoup plus ces substances & les dissolvent plus ou moins facilement. L'acide sulfurique produit alors ou du gaz hydrogène, ou du gaz sulfureux, suivant qu'il est uni à l'eau ou concentré ; dans le premier cas, c'est l'eau qui se décompose, & qui en donnant son oxigène aux métaux produit le gaz hydrogène ; dans le second, l'acide lui-même est décomposé, & son oxigène propre en se fixant en partie dans les substances métalliques laisse le soufre encore uni à une portion de ce principe, & conséquemment dans l'état de gaz acide sulfureux. L'acide sulfurique saturé des oxides métalliques dans l'une & l'autre de ces circonstances forme des sulfates appellés autrefois *vitriols*, qui doivent être regardés, lorsqu'ils sont cristallisés, comme des composés de quatre corps, savoir des métaux, d'oxigène, d'acide sulfurique & d'eau. Ces sulfates métalliques sont plus ou moins colorés, cristallisables, solubles dans l'eau, décomposables par la chaleur, par l'air vital dont ils absorbent l'oxigène, par les alcalis qui séparent les oxides métalliques, &c.

L'acide nitrique paroît agir sur les métaux avec plus de rapidité que l'acide sulfurique, quoi-

qu'il y adhère en général beaucoup moins. Il se dégage, pendant son action sur ces substances, une grande quantité de gaz nitreux ; le métal se trouve plus ou moins oxidé ; il se précipite, ou bien il reste uni à cet acide. Stahl attribuoit cet effet au dégagement du phlogistique des métaux. Les chimistes modernes pensent aujourd'hui qu'il est dû à la décomposition de l'acide nitrique & à la séparation d'une partie de l'oxigène d'avec l'azote, qui forment, comme nous l'avons exposé ailleurs, les deux principes de cet acide. Les dissolutions métalliques nitriques, ou les nitrates métalliques, sont plus ou moins cristallisables, décomposables par la chaleur, par l'air, par l'eau ; les matières alcalines en séparent les oxides des métaux ; l'acide nitrique a des attractions électives variées pour les différens métaux, comme l'acide sulfurique. M. Proust a découvert que plusieurs substances métalliques s'enflamment par le contact de cet acide.

L'acide muriatique agit en général avec peu d'énergie sur les métaux. L'eau qui lui est unie commence par les oxider, & produit le gaz hydrogène qui se dégage des dissolutions opérées par cet acide. Ces dissolutions muriatiques sont en général plus permanentes que les deux précédentes, & presque toujours plus difficiles

à décompoſer par la chaleur. Quelquefois elles fourniſſent des criſtaux, ſouvent elles n'en donnent que très-difficilement. L'acide muriatique a plus d'affinité que les deux précédens avec pluſieurs ſubſtances métalliques, & décompoſe leurs diſſolutions ſulfuriques & nitriques. Les muriates métalliques ont ſouvent de la volatilité.

L'acide muriatique oxigéné oxide la plupart des métaux avec beaucoup d'énergie, en raiſon de l'excès d'oxigène qu'il contient & qui lui eſt peu adhérent. Il les diſſout ſans effervescence & de la même manière que l'eau diſſout les ſels.

L'acide carbonique attaque foiblement les métaux; cependant il eſt ſuſceptible de ſe combiner à la plupart, comme l'a démontré Bergman. La nature préſente ſouvent des combinaiſons de métaux avec cet acide, & quelquefois ces eſpèces de ſels ſont criſtalliſées; on les connoît ſous le nom de *métaux ſpathiques*, comme le fer, le plomb ſpathiques; mais nous les déſignerons comme les autres ſels formés par cet acide, par les noms de carbonates de fer, de plomb, &c.

L'acide fluorique & l'acide boracique s'uniſſent également aux matières métalliques; mais ces compoſés ſont en général peu connus.

Parmi toutes les combinaiſons des métaux

avec les acides, les unes ſont ſuſceptibles de criſtalliſer, d'autres ne prennent aucune forme régulière. Il en eſt que le feu décompoſe, & quelques-unes n'eprouvent aucune altération de la part de cet agent. La plupart s'altèrent à l'air dont elles abſorbent l'oxigène. Toutes ſont plus ou moins ſolubles dans l'eau, & peuvent être décompoſées par ce fluide en grande quantité, ainſi que l'a fait remarquer Macquer; toutes ſont précipitées par l'alumine, la baryte, la magnéſie, la chaux & les alcalis, qui ont en général plus d'affinité avec les acides, que n'en ont les oxides métalliques.

Lorſque quelques métaux ſont employés pour ſéparer d'autres métaux de leurs diſſolutions, les métaux précipités reparoiſſent avec leur forme & leur brillant métallique, parce que l'oxigène qui leur étoit uni dans l'état de diſſolution s'en ſépare & ſe reporte ſur le métal précipitant qui ſe diſſout à ſon tour dans l'acide; c'eſt pour cela que M. Lavoiſier regarde avec raiſon ces précipitations des métaux les uns par les autres, comme le produit des attractions électives diverſes de l'oxigène pour ces corps combuſtibles.

Les ſels neutres ne ſont que peu altérés par les matières métalliques, tant que l'on opère

par la voie humide ; mais ſi l'on chauffe fortement des mélanges de ces ſels avec les métaux, pluſieurs d'entr'eux ſont décompoſés. Quelques ſels ſulfuriques forment alors du ſoufre. M. Monnet eſt le ſeul chimiſte qui ait annoncé cette décompoſition pour l'antimoine. Dans un travail ſuivi ſur cet objet, j'ai découvert pluſieurs autres métaux, tels que le fer, le zinc, &c. qui décompoſent le ſulfate de potaſſe, &c.

Le nitre détone avec la plupart des ſubſtances métalliques, & il les oxide plus ou moins fortement ; ce phénomène dépend de ce que l'oxigène a plus d'affinité avec pluſieurs de ces ſubſtances qu'il n'en a avec l'azote. Les métaux, oxidés par ce ſel, portent le nom d'*oxides métalliques* par le nitre. La baſe alcaline de ce ſel diſſout ſouvent une partie de ces oxides.

Le muriate ammoniacal eſt décompoſé par pluſieurs métaux, & par les oxides de preſque toutes ces ſubſtances. Bucquet, qui a fait des recherches ſuivies ſur cet objet, a remarqué que toutes les ſubſtances métalliques ſur leſquelles l'acide muriatique a une action immédiate, ſont ſuſceptibles de décompoſer complètement le muriate ammoniacal, qu'il ſe dégage du gaz hydrogène pendant ces décompoſitions, & qu'elles n'ont point également lieu avec celles de ces

ſubſtances qui ne ſont point diſſolubles par l'acide muriatique ordinaire. L'ammoniaque, obtenue par ces décompoſitions, eſt toujours très-cauſtique & très-pure.

Preſque toutes les matières combuſtibles minérales s'uniſſent facilement avec les métaux. Le gaz hydrogène les colore, & il réduit quelques-uns de leurs oxides, parce qu'il a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en ont la plupart des métaux, comme l'a prouvé M. Prieſtley par des expériences fort ingénieuſes. Ces réductions des oxides métalliques par le gaz hydrogène, ſont accompagnées de la production d'une certaine quantité d'eau, par la combinaiſon de l'hydrogène avec l'oxigène dégagé des métaux.

Le ſoufre s'unit à la plupart des métaux ; ces combinaiſons forment des eſpèces de mines artificielles ; lorſqu'elles ſont humectées ou expoſées à l'air humide, elles ſe *vitrioliſent* ou ſe changent peu à peu en ſulfates métalliques. Les ſulfures alcalins diſſolvent tous les métaux. Le gaz hydrogène ſulfuré les colore & décompoſe leurs oxides, qu'il fait repaſſer à l'état métallique en abſorbant l'oxigène qui leur eſt uni.

Les métaux ſe combinent plus ou moins facilement entr'eux ; il en réſulte des alliages dont les propriétés diverſes les rendent ſuſceptibles d'être employés avec ſuccès dans différens arts.

§. VI. *Distinction méthodique des substances métalliques.*

Les substances métalliques étant en assez grand nombre, il est nécessaire d'établir entr'elles un ordre qui réunisse celles dont les propriétés sont semblables, & sépare celles qui diffèrent les unes des autres. La ductilité servoit autrefois seule de caractère. Les substances métalliques, qui n'en ont point du tout, ou au moins dans lesquelles cette propriété est très-bornée, ont été appellées *demi-métaux*. Celles, au contraire, qui sont très-ductiles, ont été nommées *métaux*. Les demi-métaux étoient ou très-cassans, ou susceptibles de s'étendre légérement sous le marteau; parmi les métaux, les uns, chauffés avec le concours de l'air, s'oxident facilement; d'autres, au contraire, traités de même, n'éprouvent aucune altération. Les premiers étoient les *métaux imparfaits*; les seconds, les *métaux parfaits*. Mais les noms de demi-métaux & de métaux imparfaits tenant manifestement à des idées alchimiques & fausses sur ces substances, nous croyons devoir substituer d'autres divisions, fondées sur la ductilité & sur l'attraction des métaux pour l'oxigène; nous partageons les 17 métaux connus en 5 sections: nous n'y rangeons point encore l'uranite, ni quelques autres matières métalliques annon-

cées nouvellement & dont la découverte n'eſt pas confirmée.

SECTION I.

Métaux caſſans & acidifiables.

L'arſenic,
Le tungſtène,
Le molybdène.

SECTION II.

Métaux caſſans & non acidifiables.

Le cobalt,
Le biſmuth,
Le nickel,
Le manganèſe,
L'antimoine.

SECTION III.

Métaux demi-ductiles & oxidables

Le zinc,
Le mercure.

SECTION IV.

Métaux ductiles & facilement oxidables.

L'étain,
Le plomb,
Le fer,
Le cuivre.

SECTION V.

Métaux très-ductiles & difficilement oxidables.

L'argent,
L'or,
Le platine.

CHAPITRE VI.

DE L'ARSENIC ET DE L'ACIDE ARSENIQUE (1).

L'ARSENIC doit être placé au premier rang des demi-métaux, parce qu'il a beaucoup de rapport avec les sels. Kunkel le regardoit comme une eau forte coagulée. Beccher & Stahl l'ont considéré comme une matière saline. Schéele a prouvé qu'il est susceptible de former un acide particulier. D'un autre côté, Brandt & Macquer ont démontré que cette substance étoit un vrai demi-métal. L'arsenic, pourvu de toutes ses propriétés, a en effet les caractères des matières métalliques; il est parfaitement opaque, il a la pesanteur & le brillant propres à ces substances.

L'arsenic se trouve souvent natif; il est en masses noires peu brillantes, très-pesantes; quelquefois il a l'éclat métallique, & réfléchit les couleurs de l'iris. Dans sa cassure, il paroît plus

(1) Nous donnons le nom d'*arsenic* à la matière demi-métallique, connue ordinairement sous celui-ci de *régule* d'arsenic. Cette dernière dénomination est impropre, & doit être abandonnée. Ce qu'on appelle *arsenic blanc* est l'oxide de ce demi-métal.

brillant, & ſemble compoſé d'un grand nombre de petites écailles ; lorſque ces écailles ſont ſenſibles à l'extérieur des échantillons, on les nomme alors *arſenic teſtacé*, ou improprement *cobalt teſtacé*, parce qu'autrefois, comme on ne connoiſſoit point le caractère métallique de l'arſenic, & qu'on retiroit des mines de cobalt une grande quantité d'oxide d'arſenic, on avoit regardé l'arſenic teſtacé comme une mine de cobalt. L'arſenic vierge eſt très-aiſé à reconnoître lorſqu'il a l'éclat métallique, & qu'il eſt en petites écailles ; mais lorſqu'il eſt noir, & que dans ſa fracture il paroît compoſé de grains fins & très-ſerrés, on ne peut le diſtinguer que par ſa peſanteur qui eſt très-conſidérable, & parce que ſi on l'expoſe ſur des charbons ardens, il ſe diſſipe en entier ſous la forme de fumées blanches, qui ont une forte odeur d'ail. Ce dernier métal ſe trouve abondamment à Sainte-Marie-aux-Mines. Il eſt mêlé avec la mine d'argent griſe ; on en rencontre auſſi parmi les mines de cobalt en Saxe, & à Andrarum en Scanie.

La nature offre quelquefois l'arſenic en oxide blanc, ayant même l'aſpect vitreux, mais le plus ſouvent ſous la forme de pouſſière ſuperficielle, ou mêlée à quelques terres. Cet oxide exiſte auſſi à Sainte-Marie-aux-Mines ; on le reconnoît

connoît par les fumées blanches & l'odeur d'ail qu'il exhale lorsqu'on en jette au feu.

L'oxide d'arsenic est souvent uni avec le soufre ; il forme alors l'*orpiment* & le *réalgar*, ou les oxides d'arsenic sulfurés jaune & rouge. L'*orpiment* natif est en masses plus ou moins grosses, jaunes, brillantes & comme talqueuses ; il y en a de plus ou moins brillant ; souvent il est mêlé de *réalgar* ; quelquefois il tire sur le verd. Le *réalgar* est d'un rouge plus ou moins vif & transparent, & souvent cristallisé en aiguilles brillantes. On en trouve beaucoup à Quitto & sur le Vésuve ; ces deux matières ne paroissent différer que par le plus ou moins grand degré de feu qui les a combinées.

Le *mispikel*, ou pyrite arsénicale, est la dernière mine d'arsenic. Ce métal s'y trouve combiné au fer ; quelquefois le mispikel est cristallisé en prismes droits quadrangulaires, souvent il n'a point de forme régulière. Cette mine est de couleur blanche & chatoyante ; Wallérius la nomme mine d'arsenic blanche cubique.

On trouve encore l'arsenic dans les mines de cobalt, d'antimoine, d'étain, de fer, de cuivre & d'argent.

L'arsenic pur, nommé aussi *régule d'arsenic*, est d'une couleur grise noirâtre, réfléchissant les couleurs de l'iris ; il est très-pesant & très-friable.

Exposé au feu dans des vaisseaux fermés, il se sublime sans éprouver de décomposition ; c'est même une des matières métalliques les plus volatiles. Il est susceptible de cristalliser en tétraëdres réguliers, lorsqu'on le sublime lentement. L'arsenic chauffé avec le contact de l'air, s'oxide très-promptement, & se dissipe sous la forme de fumées blanches, qui répandent une odeur d'ail très-forte. Lorsque l'arsenic est rouge, il brûle avec une flamme bleuâtre. Dans cette combustion, il se combine avec l'oxigène de l'air vital, & forme un composé connu sous les noms d'*arsenic blanc*, de *chaux* d'*arsenic*, & que nous nommons oxide d'arsenic : c'est en raison de ce phénomène, que les mines de cobalt arsenicales fournissent dans les fourneaux où on les traite une grande quantité de fumées blanches qui se condensent dans les cheminées sous la forme d'une matière blanche, pesante, vitrifiée, déposée couches par couches, que l'on débite sous le nom très-impropre d'arsenic. C'est un vrai oxide d'arsenic vitreux.

L'oxide d'arsenic diffère essentiellement de tous les autres oxides métalliques ; il a une saveur très-forte, & même caustique ; c'est un poison violent. Si on l'expose au feu dans des vaisseaux fermés, il se volatilise à une chaleur médiocre, en une poudre blanche, cristalline,

nommée *fleurs d'arsenic* ; si la chaleur est un peu plus forte, il se vitrifie en se sublimant, il en résulte un verre très-transparent, susceptible de se cristalliser en tétraëdres, dont les angles sont tronqués. Ce verre se ternit facilement à l'air. Aucun oxide métallique n'est vraiment volatil par lui-même, & celui d'arsenic présente seul cette propriété. Il est en même tems très-fusible & très-vitrifiable. Beccher attribuoit la pesanteur & la volatilité de l'arsenic à un principe particulier, qu'il nommoit *terre mercurielle* ou *arsenicale* ; & dont Stahl n'a pas pu démontrer l'existence.

L'arsenic, dans l'état métallique, n'agit pas d'une manière sensible sur les corps combustibles ; mais l'oxide d'arsenic les altère sensiblement, & reprend l'éclat métallique. Stahl pense que dans ce cas le phlogistique que l'arsenic a perdu dans la *calcination* lui est rendu par le corps combustible. Les modernes ont prouvé, au contraire, que l'oxide d'arsenic est un composé d'arsenic & d'oxigène, & que le corps combustible, en enlevant ce dernier avec lequel il a plus d'affinité que l'arsenic, fait passer celui-ci à l'état métallique. Pour réussir à réduire l'oxide d'arsenic, on fait une pâte avec cet oxide en poudre & du savon noir ; on met cette pâte dans un matras, sur un bain de sable ; on chauffe d'abord

foiblement pour dessécher l'huile ; lorsqu'il ne s'exhale plus de vapeurs humides, on augmente le feu pour faire sublimer l'arsenic. On casse le matras, & on trouve à sa partie supérieure un pain, ayant l'aspect & le brillant métallique de l'arsenic ; la plus grande partie du charbon de l'huile reste au fond du matras.

L'arsenic, exposé à l'air, y noircit sensiblement ; l'oxide d'arsenic vitrifié perd sa transparence, & devient laiteux, en éprouvant une sorte d'efflorescence.

L'arsenic ne paroît point être attaqué par l'eau ; mais son oxide se dissout très-bien dans ce menstrue, en quantité un peu plus grande à chaud qu'à froid ; au reste, la dissolubilité de cette substance varie suivant qu'elle a été plus ou moins parfaitement oxidée. L'oxide d'arsenic fournit, par l'évaporation lente de sa dissolution, des cristaux jaunâtres en tétraëdres plus ou moins réguliers ; on ne connoît aucun oxide métallique qui se dissolve dans l'eau en aussi grande quantité ; cette propriété, jointe à sa saveur extrême, le rapproche des matières salines.

L'oxide d'arsenic s'unit assez bien aux terres par la fusion ; il se fixe avec elles, & en accélère la vitrification ; mais tous les verres dans lesquels il entre ont l'inconvénient de se ternir à l'air en

peu de temps. On ne connoît pas l'action des matières ſalino-terreuſes ſur l'arſenic, ni ſur ſon oxide. Les alcalis fixes cauſtiques, qui n'ont point une action ſenſible ſur l'arſenic, diſſolvent très-bien l'oxide de ce demi-métal. Macquer, dans ſon beau travail ſur cette matière (*Acad.* 1746), a obſervé qu'en faiſant bouillir de l'oxide d'arſenic en poudre dans la liqueur de nitre fixé, ou diſſolution de potaſſe cauſtique, cette ſubſtance s'y diſſout complètement, & forme un fluide brun, gélatineux, dont la conſiſtance augmente peu-à-peu. Ce composé, auquel il a donné le nom de *foie d'arſenic*, ne criſtalliſe point; il devient dur & caſſant; il eſt déliqueſcent, diſſoluble dans l'eau, qui en précipite quelques flocons bruns. Pouſſé au grand feu, le *foie d'arſenic* laiſſe échapper cette dernière ſubſtance. Il eſt décomposé par les acides. La ſoude préſente les mêmes phénomènes; mais ſa diſſolution a donné à Macquer des criſtaux irréguliers dont il lui a été impoſſible de déterminer la forme.

L'acide ſulfurique, même concentré, n'attaque pas l'arſenic à froid; mais ſi on le fait bouillir avec ce demi-métal dans une cornue, l'acide donne d'abord beaucoup de gaz ſulfureux; enſuite il ſe ſublime un peu de ſoufre, & l'arſenic ſe trouve réduit en oxide, mais ſans être diſſous.

L'acide ſulfurique concentré & bouillant diſſout auſſi l'oxide d'arſenic ; mais lorſque la diſſolution eſt refroidie, cet oxide ſe précipite, & l'acide ne paroît plus en retenir. Il acquiert dans cette combinaiſon une fixité aſſez conſidérable. Bucquet aſſure qu'en le leſſivant pour emporter la portion d'acide qu'il peut retenir, il reprend toutes ſes qualités.

L'acide nitrique, appliqué à l'arſenic, l'attaque avec vivacité & l'oxide ; cet acide diſſout auſſi l'oxide d'arſenic en aſſez grande quantité, lorſqu'il eſt aidé d'une douce chaleur. Saturé de l'une ou de l'autre de ces ſubſtances, il conſerve l'odeur qui lui eſt propre ; évaporé fortement, il forme un ſel qui n'a point de forme régulière, ſuivant Bucquet, & que M. Baumé dit être en partie cubique, & en partie taillé en pointes de diamans. Wallérius dit que ſes criſtaux ſont ſemblables à ceux du nitrate d'argent. Le nitrate d'arſenic attire puiſſamment l'humidité de l'air ; il ne détone pas ſur les charbons ; il n'eſt décomposé ni par l'eau, ni par les acides ; les alcalis n'y occaſionnent aucun précipité : cependant ils le décompoſent, ſuivant Bucquet, puiſqu'en faiſant évaporer une diſſolution nitrique d'arſenic, à laquelle on a ajouté une leſſive alcaline, on obtient du nitrate ordinaire & de l'arſeniate de potaſſe.

Nous verrons plus bas que tous les chimiſtes, très-embarraſſés ſur la nature ſingulière des diſſolutions de l'arſenic & de ſon oxide dans les acides, n'avoient point découvert ce qui paſſe dans la combinaiſon de cet oxide avec l'acide nitrique, & n'avoient même pas ſoupçonné la production de l'acide arſenique. Remarquons ſeulement ici que l'oxide d'arſenic enlève à l'acide nitrique une grande partie de ſon oxigène.

L'acide muriatique, aidé de l'action du feu, diſſout l'arſenic & ſon oxide, ſuivant Bucquet. Cette combinaiſon peut être précipitée par les alcalis fixes & volatil. M. Baumé dit que ce métal ſe diſſout dans l'acide muriatique bouillant, & qu'il s'en précipite enſuite une poudre jaune comme du ſoufre. MM. Bayen & Charlard ont conſtaté que l'acide muriatique n'a aucune action à froid ſur l'arſenic. Ce métal en poudre jetté dans le gaz acide muriatique oxigéné, y brûle avec une flamme blanche.

On ne connoît pas l'action des autres acides ſur l'arſenic & ſur l'oxide de ce demi-métal. L'arſenic mêlé avec le nitre, & projetté dans un creuſet rougi au feu, produit une détonation vive; l'acide nitrique calcine, brûle le demi métal : on trouve dans le creuſet, après l'opération, l'alcali fixe qui ſervoit de baſe au nitre, & l'arſenic ré-

duit en oxide combiné en partie avec l'alcali fixe.

Si on mêle partie égale d'oxide d'arſenic & de nitre, & qu'on mette ce mélange en diſtillation dans une cornue de verre, on obtient un eſprit de nitre en vapeurs très-rouges. Cet acide ne peut ſe condenſer qu'autant qu'on met un peu d'eau dans le ballon, ce qui lui donne une couleur bleue. Beccher, Stahl & Kunckel ont décrit cette opération. Macquer, qui l'a répétée avec ſoin, ayant examiné le réſidu dont ces chimiſtes n'avoient pas parlé, a découvert que c'étoit un ſel neutre particulier auquel il a donné le nom de *ſel neutre arſenical*; il doit être nommé arſeniate de potaſſe. Ce ſel, diſſous dans l'eau & évaporé à l'air, donne des criſtaux très-réguliers en priſmes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces égales; quelquefois la forme de ces criſtaux varie.

L'arſeniate de potaſſe expoſé au feu ſe fond facilement, reſte en fonte tranquille ſans s'alcaliſer, & ſans qu'il ſe volatiliſe aucune portion d'arſenic; il n'éprouve pas d'altération ſenſible à l'air. Il eſt beaucoup plus diſſoluble dans l'eau que l'oxide d'arſenic pur, & il ſe diſſout en plus grande quantité dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Il ne peut être décompoſé par aucun acide pur, mais il l'eſt par la voie des affinités doubles.

Si on mêle à la diſſolution de ce ſel un peu de diſſolution de ſulfate de fer ou *vitriol martial*, il ſe fait une double décompoſition & une double combinaiſon; l'acide ſulfurique quitte le fer pour s'unir à la potaſſe, & l'acide arſenique, ſéparé de l'alcali, ſe combine avec l'oxide du fer. Les matières combuſtibles décompoſent très-bien l'arſeniate de potaſſe.

L'oxide d'arſenic décompoſe auſſi le nitrate de ſoude, à l'aide de la diſtillation, & forme avec ſa baſe de l'arſeniate de ſoude qui, ſuivant Macquer, diffère peu du premier ſel à baſe de potaſſe, & qui criſtalliſe abſolument de la même manière. Cet oxide agit de même ſur le nitrate ammoniacal; uni avec ſa baſe, il conſtitue un arſeniate ammoniacal. On avoit cru que cette opération demandoit beaucoup de précautions à cauſe de la propriété qu'a le nitrate ammoniacal de détoner ſans addition dans les vaiſſeaux clos: mais M. Pelletier a prouvé qu'on pouvoit la faire ſans aucun danger, même à la doſe de pluſieurs livres. La découverte du ſel neutre arſenical de Macquer a mis ſur la voie de celle de l'acide arſenique, puiſque cet illuſtre chimiſte avoit vu & annoncé que l'oxide d'arſenic faiſoit fonction d'acide dans ce ſel. Mais c'eſt à Schéele, comme nous le dirons plus bas, que l'on

doit véritablement la connoiſſance exacte de ces nouvelles combinaiſons.

L'oxide d'arſenic ne décompoſe pas les muriates alcalins. Il ne ſépare que difficilement, ainſi que l'arſenic lui-même, l'ammoniaque du muriate ammoniacal.

On n'a point examiné l'action des matières combuſtibles minérales ſur l'arſenic. L'oxide de ce demi-métal paroît être ſuſceptible de ſe réduire par le gaz hydrogène, qui a plus d'affinité que l'arſenic avec l'oxigène, ou la baſe de l'air vital.

L'oxide d'arſenic ſe combine très-bien avec le ſoufre. Lorſqu'on fait fondre ces deux ſubſtances, il en réſulte un corps jaune ou rouge, volatil, qui a une ſaveur moins forte que l'oxide d'arſenic pur & qui n'eſt plus ſoluble dans l'eau. Cet oxide d'arſenic ſulfuré jaune a été nommé *orpin* ou *orpiment factice*; il eſt ſuſceptible de criſtalliſer en tétraèdres, comme l'oxide d'arſenic vitreux; lorſqu'il eſt rouge on l'appelle *réalgal*, *réalgar*, *rizigal factice* ou *arſenic rouge*. Nous nommons ce compoſé oxide d'arſenic ſulfuré rouge. Quelques chimiſtes ont cru qu'il ne différoit du jaune ou de l'orpiment qu'en ce qu'il contenoit plus de ſoufre; mais Bucquet a démontré que le compoſé de ſoufre & d'oxide d'arſenic eſt rouge

lorſqu'il a été fondu, puiſqu'il ſuffit d'expoſer de l'orpiment à une chaleur vive pour le faire paſſer à l'état de réalgar. Je me ſuis convaincu que le réalgar eſt beaucoup moins volatil que l'orpiment, puiſqu'il reſte au fond des matras où l'on a ſublimé le mélange d'oxide d'arſenic & de ſoufre, des lames rouges bourſoufflées, & qui ont été manifeſtement fondues. L'orpiment & le réalgar artificiels ne diffèrent point des naturels. On les décompoſe par la chaux & les alcalis, qui ont plus d'affinité avec le ſoufre que n'en a l'oxide d'arſenic. Cependant cet oxide a, comme les acides, la propriété de décompoſer les ſulfures alcalins.

Toutes les propriétés de l'oxide d'arſenic annoncent que cette matière métallique & combuſtible, unie à la baſe de l'air vital, a pris les caractères d'une ſubſtance ſaline. La théorie que nous avons expoſée en traitant des ſels en général, ſe trouve donc confirmée par ces expériences. Macquer, par ſes belles découvertes ſur l'arſeniate de potaſſe, avoit déjà obſervé, comme je l'ai dit, que l'oxide d'arſenic faiſoit fonction d'acide dans ce ſel. Mais il étoit difficile de concevoir pourquoi cet oxide diſſous immédiatement dans la potaſſe, diffère tant de la même combinaiſon faite par la décompoſition du nitre

à l'aide du même oxide. Schéele, conduit par la découverte de l'acide muriatique oxigéné, a pensé qu'il arrive quelque chose de semblable lorsqu'on distille du nitre avec l'oxide d'arsenic. Il croyoit que l'acide nitrique s'emparoit du phlogistique encore existant dans cet oxide, & qu'alors ce dernier passoit à l'état d'un acide particulier, que nous nommons acide arsenique. Il a préparé l'acide par des procédés analogues à celui par lequel il a produit l'acide muriatique oxigéné. L'un de ces procédés consiste à distiller un mélange d'acide muriatique oxigéné & d'oxide d'arsenic. Suivant lui, l'acide muriatique s'empare du phlogistique de cet oxide, qui passe alors à l'état d'acide. On réussit aussi à préparer l'acide arsenique, en distillant sur son oxide six parties d'acide nitrique. Ce dernier donne beaucoup de gaz nitreux, & l'oxide d'arsenic prend les caractères d'acide; on le chauffe assez fortement & assez long-temps pour dégager tout l'acide nitreux surabondant.

Ce qui se passe dans ces opérations favorise beaucoup la doctrine moderne. En effet, d'un côté, il est difficile d'accorder, suivant la théorie de Stahl, l'existence du phlogistique dans l'oxide d'arsenic, & de l'autre, rien n'est si facile à concevoir, d'après la nouvelle doctrine, que le pas-

ſage de cet oxide à l'état d'acide, par l'action de l'eſprit de nitre ou de l'acide muriatique oxigéné. L'oxide d'arſenic paroît avoir une grande affinité avec l'oxigène dont il n'eſt pas ſaturé; lorſqu'on le diſtille avec l'acide nitrique ou avec l'acide muriatique oxigéné, il s'empare de l'oxigène qui entre comme principe dans l'un & l'autre de ces acides. Plus il contient d'oxigène, plus il ſe rapproche des ſubſtances ſalines, & lorſqu'il en eſt entièrement ſaturé, il prend tous les caractères des acides, qui, comme nous l'avons démontré, ne ſont que des matières combuſtibles combinées avec l'oxigène, auquel elles doivent toutes leurs propriétés ſalines. On conçoit très-bien, d'après cette théorie, pourquoi l'oxide d'arſenic non ſaturé d'oxigène, & tel qu'il eſt par la ſimple oxidation au feu, ne forme point d'arſeniate de potaſſe, & pourquoi il ne peut conſtituer ce ſel qu'après avoir été préalablement traité par les acides qu'il décompoſe, & auxquels il enlève l'oxigène à l'aide de la chaleur.

L'acide arſenique diffère beaucoup de l'oxide d'arſenic ordinaire. Sa ſaveur eſt plus forte. Il eſt fixe au feu, & l'on ſe ſert de ce procédé pour ſéparer exactement cet acide de la portion d'oxide d'arſenic qu'il peut contenir. C'eſt ſans doute en paſſant à l'état d'acide que l'oxide d'arſenic prend

de la fixité, lorſqu'on l'unit avec l'acide ſulfurique. Cet acide eſt ſuſceptible de ſe fondre en un verre tranſparent; il entraîne dans ſa fuſion les matières terreuſes; il paroît même ſuſceptible de ronger le verre. Il rougit foiblement les couleurs bleues végétales. J'ai obſervé que par l'expoſition à l'air, il perd ſa tranſparence, ſe délite & s'écaille en fragmens ſouvent pentagones, & attire peu à peu l'humidité. Il ſe diſſout dans deux parties d'eau. Il ſe combine facilement avec la chaux, plus difficilement avec la baryte & la magnéſie. Lorſqu'on l'unit avec les alcalis, il forme des ſels neutres, que la chaux décompoſe, ſuivant Bergman. La baryte & la magnéſie paroiſſent avoir auſſi plus d'affinité avec cet acide que n'en ont les alcalis, d'après le même chimiſte. Il y a encore une grande quantité d'expériences à faire pour connoître toutes les propriétés de l'acide arſenique. M. Pelletier a préparé cet acide en décompoſant le nitrate ammoniacal par l'oxide d'arſenic: l'arſeniate ammoniacal qui en réſulte laiſſe dégager l'ammoniaque par la chaleur, & en continuant l'action du feu ſur cette ſubſtance, l'acide arſenique reſte ſeul & pur au fond de la cornue.

Bergman remarque que la peſanteur ſpécifique de l'arſenic varie beaucoup depuis ſon état métallique juſqu'à ſon état d'acide. Voici celles

qu'il lui attribue dans ses différentes modifications. Arsenic en régule, 8,308. — Oxide d'arsenic vitreux, 5,000. — Oxide d'arsenic blanc, 3,706. — Acide arsenique, 3,391.

L'arsenic est employé dans plusieurs arts, & notamment dans la teinture. On se sert aussi de l'arseniate de potasse, & M. Beaumé en a préparé pendant long-temps pour l'usage des arts.

La facilité qu'a l'oxide d'arsenic de se dissoudre dans l'eau & dans tous les fluides aqueux, fait qu'il peut devenir un poison très-dangereux. On connoît qu'une personne a été empoisonnée par cette substance aux symptômes suivans. La bouche est sèche, les dents agacées, le gosier serré: on éprouve un crachottement involontaire, une douleur vive à l'estomac, une grande soif, des nausées, des vomissemens de matières glaireuses, sanguinolentes; des coliques très-vives, accompagnées de sueurs froides, des convulsions. Ces symptômes sont bientôt suivis de la mort; on s'assure que l'oxide d'arsenic en est la cause, en examinant les alimens suspects. La présence de ce poison s'y manifeste, lorsqu'en jettant sur des charbons une portion de ces alimens desséchés, il s'en élève une fumée blanche d'une forte odeur d'ail.

On avoit coutume de donner aux personnes empoisonnées par l'oxide d'arsenic, des boissons

mucilagineuſes ou du lait, ou des huiles douces en grandes doſes, dans le deſſein de relâcher les viſcères agacés, de diſſoudre & d'emporter la plus grande partie du poiſon arſenical. Navier, médecin de Châlons, qui s'eſt occupé de la recherche des contre-poiſons de l'oxide d'arſenic, a trouvé une matière qui ſe combine avec cette ſubſtance par la voie humide, la ſature & détruit la plus grande partie de ſa cauſticité. Cette ſubſtance eſt le ſulfure calcaire ou alcalin, & mieux encore le même ſulfure qui tient en diſſolution un peu de fer. La diſſolution d'oxide d'arſenic décompoſe les ſulfures ſans exhaler aucune odeur; cet oxide ſe combine au ſoufre avec lequel il fait de l'orpiment, & il s'unit en même temps au fer ſi le ſulfure en contient. Navier preſcrit un gros de *foie de ſoufre* dans une pinte d'eau, qu'il fait prendre par verrées : on peut également donner cinq à ſix grains de ſulfure de potaſſe ſec en pillules, & par-deſſus chaque pillule un verre d'eau chaude. Lorſque les premiers ſymptômes ſont diſſipés, il conſeille l'uſage des eaux minérales ſulfureuſes. L'expérience lui a fait connoître qu'elles ſont très-propres à détruire les tremblemens & les paralyſies qui ſuivent ordinairement l'effet de l'oxide d'arſenic, & qui mènent à la phthiſie & à la mort. Navier approuve auſſi l'uſage du lait,

lait, parce que cette ſubſtance diſſout l'oxide d'arſenic auſſi bien que le fait l'eau; mais il condamne les huiles, qui ne peuvent le diſſoudre.

CHAPITRE VII.

Du Molybdène & de l'acide Molybdique.

Nous donnons le nom de *molybdène* à un nouveau métal caſſant découvert par M. Hielm, retiré de la ſubſtance minérale connue ſous ce même nom. Cette ſubſtance ne doit point être confondue avec la *mine de plomb* ordinaire, plombagine ou crayon noir dont on ſe ſert pour deſſiner, & qui porte aujourd'hui le nom particulier de *carbure de fer.* Cette confuſion a certainement apporté quelque différence dans les travaux des chimiſtes qui ont examiné cette ſubſtance depuis Pott juſqu'à Schéele. Il faut obſerver que le carbure de fer ou *plombagine* étant beaucoup plus commun que le molybdène, dont on ne trouve encore que très-peu d'échantillons dans les cabinets d'hiſtoire naturelle, c'eſt preſque toujours ſur la première que les chimiſtes ont travaillé, ſi l'on en excepte MM. Quiſt & Schéele.

La vraie mine de molybdène eſt difficile à

diſtinguer du carbure de fer par les caractères extérieurs ; cependant le molybdène eſt un peu moins gras au toucher; il eſt formé de lames écailleuſes hexagones plus ou moins grandes, très-peu adhérentes les unes aux autres ; il tache les doigts & laiſſe ſur le papier des traces bleuâtres ou d'un gris argentin; lorſqu'on le réduit en poudre, ce qui eſt difficile à cauſe de l'élaſticité de ſes lames, ſa pouſſière eſt bleuâtre; on le coupe facilement avec le couteau ; il ne ſe briſe point & n'a point le tiſſu grenu comme le carbure de fer. Pour pulvériſer la mine de molybdène, il faut, d'après le procédé de Schéele, jetter dans le mortier un peu de ſulfate de potaſſe ; on lave enſuite la poudre avec de l'eau chaude qui emporte le ſel, & cette mine reſte pure. L'analyſe de cette mine faite par différens moyens prouve que c'eſt un compoſé de ſoufre & du métal que nous examinons, mais celui-ci eſt très-difficile à obtenir. L'illuſtre Schéele n'a pas pu réduire ſon oxide en métal ni avec le flux noir & le charbon, ni avec le borax & le même corps combuſtible, ni avec l'huile. Bergman dit que M. Hielm a été plus heureux, & qu'il eſt parvenu à obtenir aſſez de ce demi-métal pour en faire connoître les propriétés; mais depuis cette note de Bergman, M. Hielm n'a rien publié ſur cette matière.

M. Pelletier, dans ses expériences sur la réduction de l'oxide & de l'acide molybdique, n'a jamais obtenu un culot de molybdène, mais une matière agglutinée, noirâtre, friable, ayant le brillant métallique ; on y voyoit à la loupe des petits grains ronds, brillans & gris, que M. Pelletier regarde comme le métal, ou le molybdène pur. Le manganèse n'a de même été encore obtenu que sous la forme de grenailles. Voici, d'après les essais faits sur ce demi-métal, les propriétés qu'on y a reconnues. Le molybdène est gris, formé de petits grains agglutinés, cassans, d'une extrême infusibilité. Chauffé avec le contact de l'air, il se change en un oxide blanc, volatil, & qui se cristallise par la sublimation en prismes aiguillés & brillans, comme celui de l'antimoine. Cet oxide surchargé d'oxigène devient acide, & c'est le produit salin qu'on connoît le mieux d'après les recherches de Schéele. L'acide nitrique brûle facilement le molybdène & le convertit en un oxide blanc, & même en acide molybdique. L'oxide de molybdène devient bleu & brillant en repassant à l'état métallique. Les alcalis, aidés par l'action de l'eau, oxident & dissolvent ce demi-métal ; il est susceptible de s'allier avec le plomb, le cuivre, le fer, l'argent, & il forme des alliages grenus, grisâtres, très-friables. Enfin, uni au soufre, il

conſtitue le ſulfure de molybdène, & ce composé eſt tout-à-fait ſemblable à la mine de ce métal, connue improprement ſous le nom de *Molybdène & de Potelot.* Comme c'eſt cette dernière mine qui a été le ſujet des expériences de Schéele, & comme c'eſt avec ce minéral beaucoup plus connu que le métal qu'il contient, que ce chimiſte a préparé l'acide molybdique, nous allons en examiner les propriétés plus en détail.

Le *potelot* ou ſulfure de molybdène natif exposé au feu dans un vaiſſeau ouvert exhale du ſoufre & s'évapore preſque tout entier en fumée blanche. Traité au chalumeau dans la cuiller, il donne la même fumée, qui ſe condenſe en lames criſtallines jaunâtres, & qui prend une couleur bleue par le contact des corps combuſtibles. M. Pelletier ayant calciné du ſulfure de molybdène dans un creuſet recouvert d'un autre creuſet a obtenu des criſtaux aiguillés, blancs & brillans, ſemblables à ce qu'on appelloit *fleurs argentines d'antimoine.* Cet oxide de molybdène ſublimé a déjà les caractères d'acide; mais ce procédé ſeroit trop long & trop diſpendieux pour la préparation de l'acide molybdique.

Les terres ſalines & les alcalis fixes, fondus avec le ſulfure de molybdène, en diſſolvent le ſoufre & le métal.

Quelques acides font éprouver des altérations remarquables à cette mine.

L'acide ſulfurique concentré en oxide le métal, & s'exhale en acide ſulfureux à l'aide de l'ébullition.

L'acide muriatique n'a nulle action ſur ce minéral.

L'acide arſenique, traité par la diſtillation avec le ſulfure de molybdène, cède ſon oxigène à une partie du ſoufre qui devient acide ſulfureux, ſe volatiliſe en *orpiment* avec une partie du même ſoufre, change une portion de molybdène en acide molybdique, & en laiſſe la plus grande partie dans l'état métallique. M. Pelletier conclut de cette expérience, que le molybdène eſt à l'état métallique dans ſa mine.

En diſtillant 30 onces d'acide nitrique étendu d'eau ſur une once de molybdène en 5 repriſes, c'eſt-à-dire, 6 onces de cet acide à la fois, il ſe dégage une grande quantité de gaz nitreux, & il reſte dans la cornue une poudre blanche qu'il faut laver avec ſuffiſante quantité d'eau diſtillée froide pour emporter l'acide étranger ſoluble à cette température; il reſte après cette édulcoration ſix gros & demi d'acide molybdique pur. Schéele, à qui eſt due cette découverte, penſe que l'acide nitrique s'empare du phlogiſtique,

& s'échappe en vapeurs rouges; il brûle aussi le soufre qui se trouve dans le molybdène; & voilà pourquoi l'eau qu'on emploie pour laver l'acide du molybdène contient de l'acide sulfurique qu'on obtient concentré par l'évaporation, & qui retient un peu de molybdène en dissolution; cette substance donne à la liqueur évaporée une couleur bleue assez brillante. Nous pensons que dans cette opération, ainsi que dans toutes celles où l'acide nitrique, distillé sur quelque substance que ce soit, la réduit en état d'acide, le premier est décomposé, & que c'est à la séparation de l'oxigène de l'acide nitrique & à sa fixation dans le molybdène que sont dus le dégagement du gaz nitreux & la formation des acides sulfurique & molybdique.

L'acide molybdique, obtenu par le procédé que nous venons de décrire, est sous la forme d'une poudre blanche, d'une saveur légèrement acide & métallique. Chauffé dans la cuiller au chalumeau, ou dans un creuset avec le contact de l'air, il se volatilise en une fumée blanche, qui se condense en cristaux aiguillés, & il se fond en partie sur les parois du creuset. Malgré l'édulcoration il retient une portion d'acide sulfureux que la chaleur forte en dégage complètement.

Cet acide se dissout dans l'eau bouillante;

Schéele en a diſſous un ſcrupule dans 20 onces d'eau. Cette diſſolution a une ſaveur ſingulièrement acide & preſque métallique; elle rougit la teinture de tourneſol, décompoſe la diſſolution de ſavon, & précipite les ſulfures alcalins ou *foies de ſoufre*; elle devient bleue & prend de la conſiſtance par le froid.

L'acide molybdique ſe diſſout en grande quantité dans l'acide ſulfurique concentré à l'aide de la chaleur; cette diſſolution prend une belle couleur bleue, & s'épaiſſit par le refroidiſſement; on fait diſparoître ces deux phénomènes en la chauffant, & ils reparoiſſent à meſure que la liqueur refroidit; ſi l'on chauffe fortement cette combinaiſon dans une cornue, l'acide ſulfurique ſe volatiliſe, & l'acide molybdique reſte ſec au fond de ce vaiſſeau.

L'acide nitrique n'a nulle action ſur l'acide molybdique.

L'acide muriatique ordinaire en diſſout une grande quantité; cette diſſolution donne une réſidu bleu foncé, lorſqu'on la diſtille à ſiccité; en pouſſant le feu, ce réſidu donne un ſublimé blanc & un autre bleuâtre; ce qui reſte dans la cornue eſt gris; le ſublimé eſt déliqueſcent & colore les métaux en bleu; l'acide muriatique paſſe oxigéné dans le récipient. Il eſt facile de concevoir que dans cette opération l'acide mu-

riatique enlève une portion d'oxigène à l'acide molybdique, & qu'une portion de cet acide passe à l'état de molybdène.

L'acide molybdique décompose, à l'aide de la chaleur, les nitrates & les muriates alcalins, en dégageant leurs acides, & il forme avec leurs bases des sels neutres dont Schéele n'a point examiné toutes les propriétés. Cet acide dégage aussi l'acide carbonique des trois alcalis, & forme des sels neutres avec leurs bases.

Quoique Schéele n'ait point fait connoître toutes les propriétés de ces sels neutres, que nous désignerons par les noms de *molybdates de potasse*, *de soude*, *d'ammoniaque*, &c. il en a cependant indiqué trois qui suffisent pour caractériser leur état de neutralisation. Il a reconnu, 1°. que l'alcali fixe rendoit l'acide molybdique plus soluble dans l'eau; 2°. que ce sel empêchoit l'acide molybdique de se volatiliser par la chaleur; 3°. que le molybdate de potasse se précipitoit par le refroidissement en petits cristaux grenus; & qu'on pouvoit le séparer aussi de son dissolvant par les acides sulfurique & muriatique.

L'acide molybdique décompose le nitrate & le muriate barytiques. Le molybdate barytique formé dans ces opérations est dissoluble dans l'eau.

L'acide molybdique paroît décompofer en partie le fulfate de potaffe par une forte chaleur.

L'acide molybdique diffout plufieurs métaux, & prend une couleur bleue, à mefure qu'il leur abandonne une portion de fon oxigène. Il précipite plufieurs diffolutions métalliques, &c. M. Klaprot l'a trouvé combiné avec le plomb dans une mine de plomb fpathique jaune.

CHAPITRE VII.

Du Tungftène & de l'acide Tunftique.

LE minéral nommé *tungftène* par les Suédois, appellé *pierre pefante*, *lapis ponderofus*, par plufieurs naturaliftes, & en particulier par Bergman dans fa Sciagraphie, a été regardé par Cronftedt comme une efpèce de mine de fer, & défigné par lui fous cette phrafe : *ferrum calciforme terrâ quâdam incognitâ intime mixtum.* La plupart des naturaliftes allemands le rangeoient parmi les mines d'étain, fous le nom de *criftal d'étain blanc* ou de *zinn-fpath ;* dans prefque tous les cabinets d'hiftoire naturelle on le préfentoit comme appartenant à ce métal.

On ne s'étoit point occupé de l'analyfe exacte de ce minéral avant Schéele. Ce chimifte ayant

examiné cette prétendue mine d'étain, découvrit par ses expériences qu'elle étoit composée d'un acide particulier uni à la chaux; Bergman, faisant de son côté des recherches suivies sur cette matière, trouva les mêmes résultats. Cette découverte est de 1781. Les deux chimistes suédois ont pensé, d'après l'examen des propriétés de ce minéral, que l'acide qu'il contenoit étoit métallique.

Depuis cette époque, MM. d'Elhuyar, de la société royale Basquaise, M. Angulo, de l'académie de Walladolid, & M. Crell, ont répété les expériences des chimistes suédois, & en ont confirmé les résultats. D'après la définition que nous venons de donner de ce sel naturel & de son acide, nous ferons observer que ce que les Suédois ont appelé *tungstène*, est un sel formé par l'acide tunstique & par la chaux : nous adoptons ce nom de tungstène pour le demi-métal qui paroît être la base de cet acide, & nous appellerons cette espèce de mine *tunstate de chaux natif.*

MM. d'Elhuyar, de la société Basquaise, ont découvert que le *wolfram*, qu'on regardoit autrefois comme une mine de fer pauvre, est une combinaison de cet acide tunstique avec le manganèse & le fer. Ils ont obtenu un régule particulier de ce minéral. Le wolfram qu'ils ont ana-

lyſé venoit de la mine d'étain de Zinwalde. Il eſt en maſſes ou en priſmes héxaèdres comprimés ; il a le brillant métallique, la caſſure feuilletée, & ſe laiſſe entamer au couteau. Il contient par quintal 22 parties d'oxide noir de manganèſe, 12 d'oxide de fer, 64 d'acide tunſtique & 2 de quartz. Le tunſtate de chaux natif de Schleckenwalde, en Bohême, contient ſuivant eux 68 liv. d'acide tunſtique, & 30 de chaux.

Voilà deux mines connues du demi-métal nouveau que nous nommons *tungſtène*. MM. d'Elhuyar ont fondu une partie de wolfram avec 4 parties de carbonate de potaſſe ; ils ont leſſivé ce mélange ; l'eau a diſſous le tunſtate de potaſſe, d'où ils ont précipité l'acide tunſtique en poudre jaune par l'acide nitrique. Ce précipité, pouſſé au feu avec du charbon dans un creuſet, leur a donné un bouton métallique composé de beaucoup de petits globules friables. Voici les propriétés qu'ils ont reconnues dans le nouveau demi-métal. Une peſanteur ſpécifique, conſidérable, mais jamais au-deſſus de 17,9 ; une infuſibilité très-grande & qui paroît même excéder celle du manganèſe ; une indiſſolulité dans les acides les plus forts, & même dans l'acide nitro-muriatique ; une union facile avec quelques métaux, & en particulier avec le fer & l'argent

dont il change ſingulièrement les propriétés ; une oxidation aſſez facile, un oxide jaune qui devient bleu par la chaleur, qui eſt indiſſoluble dans les acides & ſoluble dans les alcalis, qui reſte ſuſpendu dans l'eau où on le triture & imite une émulſion. Quoique quelques-uns de ces caractères ſoient analogues à ceux du molybdène, ainſi que Bergman & Schéele l'avoient déjà entrevu dans l'acide molybdique, leur enſemble ſuffit cependant pour regarder le tungſtène comme un métal particulier. Mais il manque encore beaucoup d'expériences pour en connoître avec exactitude toutes les propriétés.

Les chimiſtes qui ſe ſont occupés de cet objet ont fait beaucoup plus de recherches ſur le tunſtate de chaux natif, que ſur le métal qu'en ont retiré MM. d'Elhuyar : pour faire connoître l'enſemble de leurs découvertes ſur ce minéral, il eſt néceſſaire que nous inſiſtions quelque temps ſur ces propriétés.

Le tunſtate de chaux natif a été aſſez rare juſqu'actuellement ; on en trouve dans les mines de fer de Bitzberg, dans celles d'étain de Schleckenwalde en Bohême ; & la plupart des criſtaux d'étain blanc de Sauberg, près d'Ehrenfriederſdorf, ſont du tunſtate de chaux ; ainſi en eſſayant les criſtaux d'étain blanc conſervés dans les cabi-

nets, par les moyens que nous indiquerons, on pourra en reconnoître quelques échantillons dont on ne ſoupçonnoit pas la nature.

Le tunſtate de chaux n'éprouve point d'altération ſenſible par la chaleur; il décrépite & ſe réduit en pouſſière par l'action du chalumeau, mais il ne ſe ſond pas. La flamme bleue le colore légèrement, & le nitre lui enlève cette couleur.

L'eau bouillante n'a nulle action ſur ce ſel métallique en poudre, & il eſt parfaitement inſoluble. On n'a point examiné l'action de l'air, des terres, des ſubſtances ſalino-terreuſes & des alcalis cauſtiques ſur cette ſubſtance.

L'acide ſulfurique chauffé & diſtillé ſur le tunſtate de chaux natif paſſe ſans altération; le réſidu prend une couleur bleuâtre; leſſivé avec de l'eau bouillante, on en retire un peu de ſulfate calcaire; ce qui prouve que cette ſubſtance contient de la chaux, & que l'acide ſulfurique n'en décompoſe qu'une très-petite partie.

L'acide nitrique foible agit ſur ce ſel à l'aide de la chaleur, mais ſans efferveſcence ſenſible. Cet acide lui donne une couleur jaune, ce qui le diſtingue d'avec la vraie mine d'étain, & il le décompoſe en lui enlevant la chaux; il faut environ douze parties d'acide nitrique dans l'état d'eau-forte ordinaire pour décompoſer en-

tièrement une partie de tunstate calcaire. Schéele a fait cette opération en plusieurs reprises ; après l'action de trois parties d'acide nitrique foible sur une partie de ce sel neutre, il verse deux parties d'ammoniaque caustique ; la poudre que l'acide nitrique change en jaune devient blanche par l'alcali ; il répète l'action successive de l'acide & de l'alcali, jusqu'à ce que le tunstate calcaire soit tout-à-fait dissous. De quatre scrupules traités par ce procédé, il a eu trois grains de résidu qui lui a paru être de la silice. En précipitant l'acide nitrique employé pour cette opération par du prussiate de potasse, & ensuite par la potasse, il a obtenu deux grains de prussiate de fer ou bleu de Prusse, & cinquante-trois grains de craie ; l'ammoniaque unie à l'acide nitrique lui a donné un précipité acide. Dans cette expérience, l'acide nitrique décompose le tunstate calcaire en s'emparant de la chaux, & l'acide tunstique, mis à nud par cette décomposition, est enlevé par l'ammoniaque. Le sel ammoniacal formé par cette dernière dissolution, est décomposé par l'acide nitrique qui a plus d'affinité avec l'ammoniaque, que celle-ci n'en a avec l'acide tunstique ; comme ce dernier acide est beaucoup moins soluble que le tunstate ammoniacal, il se précipite à mesure qu'il devient

libre ſous la forme d'une poudre blanche ; on leſſive cette poudre avec de l'eau diſtillée froide pour avoir l'acide tunſtique bien pur.

On peut encore obtenir cet acide par un autre procédé que Schéele a employé avec un égal ſuccès. On fait fondre, dans un creuſet de fer, une partie de tunſtate calcaire natif en poudre, avec quatre parties de carbonate de potaſſe ; on leſſive cette maſſe avec douze parties d'eau bouillante ; & on y verſe de l'acide nitrique juſqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervefcence ; on la fond une ſeconde fois avec quatre parties de carbonate de potaſſe ; on la leſſive avec l'eau, & on la traite par l'acide nitrique, juſqu'à la ceſſation de l'effervefcence ; alors il ne reſte qu'un peu de ſilice, & tout le ſel tunſtique eſt décompoſé. En effet, pendant la fuſion, la potaſſe ſe porte ſur l'acide tunſtique avec lequel elle forme un ſel neutre particulier, tandis que l'acide carbonique s'unit à la chaux qu'il change en craie. Lorſqu'on leſſive la maſſe fondue, l'eau diſſout le tunſtate de potaſſe, qui eſt beaucoup plus ſoluble que la craie, & celle-ci reſte ſeule ; l'acide nitrique qu'on emploie après l'eau diſſout la craie avec effervefcence ſans toucher à la portion de tunſtate calcaire que les quatre premières parties d'alcali n'ont pas décompoſée. A la ſeconde opération, le ſel étant complètement décompoſé

par les quatre autres parties de carbonate de potaſſe, l'acide nitrique enlève toute la craie; de ſorte qu'à l'aide de huit parties d'alcali fixe & d'une petite quantité d'eau forte employée ſucceſſivement, on a tout-à-fait ſéparé les principes du tunſtate calcaire; ſon acide eſt uni avec la potaſſe & ſa chaux combinée avec l'acide nitrique; en précipitant le nitrate calcaire par la potaſſe, on connoît la quantité de chaux contenue dans le tunſtate calcaire employé; il ne s'agit plus enſuite que de ſéparer l'acide tunſtique uni à l'alcali fixe. Pour cela, on ſe ſert du procédé qui a été décrit dans la première expérience. On verſe dans la leſſive du mélange fondu du tunſtate de chaux avec le carbonate de potaſſe, une ſuffiſante quantité d'acide nitrique; cette leſſive ſe trouble & s'épaiſſit, parce que l'acide nitrique ayant plus d'affinité avec l'alcali fixe que n'en a l'acide tunſtique, celui-ci ſe précipite en poudre, & la liqueur tient du nitre en diſſolution. On lave le précipité avec de l'eau froide, & l'on a l'acide tunſtique pur ſous la forme d'une poudre blanche comme dans la première opération; ce procédé doit même être préféré comme moins diſpendieux & plus facile.

L'acide muriatique agit ſur le tunſtate calcaire de la même manière que l'acide nitrique; il le décompoſe

décompofé avec la même énergie ; & comme il lui donne une couleur plus jaune, Bergman le recommande pour effayer & pour reconnoître ce fel terreux.

L'acide tunftique, obtenu par l'un ou l'autre de ces trois procédés, eft, comme nous l'avons dit, fous la forme d'une poudre blanche. Au chalumeau, il devient fauve, brun & noir fans fe fondre ni fe volatilifer. Il fe diffout dans 20 parties d'eau bouillante ; cette diffolution a une faveur acide, & rougit la teinture de tournefol.

L'acide tunftique paroît former avec la baryte un fel abfolument infoluble dans l'eau, avec la magnéfie un autre fel difficilement foluble.

Lorfqu'on verfe fa diffolution dans de l'eau de chaux, elle y opere un peu de précipité qui augmente beaucoup par la chaleur, & qui eft du tunftate calcaire régénéré, fuivant Schéele.

L'acide tunftique faturé de potaffe donne un fel qui fe précipite en très-petits criftaux, & dont la forme n'a point été déterminée. Schéele n'a point parlé de fa combinaifon avec la foude. Il forme, fuivant lui, avec l'ammoniaque, un fel figuré en très-petites aiguilles ; ce tunftate ammoniacal, expofé au feu dans une cornue, laiffe aller l'ammoniaque, & l'acide tunftique refte en poudre sèche & jaunâtre ; le même fel décom-

pose le nitrate calcaire & reforme du tunstate de chaux.

L'acide tunstique chauffé avec de l'acide sulfurique prend une couleur bleuâtre; avec l'acide nitrique & l'acide muriatique, il devient jaune citron; il précipite en verd le sulfure alcalin ou foie de soufre. Schéele n'a point déterminé à quelle cause sont dus ces changemens de couleur.

Ce chimiste ayant observé que l'acide tunstique se colore facilement par les corps combustibles, & colore lui-même en bleu les flux vitreux comme le borax, &c. a chauffé dans un creuset cet acide avec de l'huile de lin; mais il n'en a point obtenu de métal, & l'acide n'a été que noirci. Bergman pensoit cependant, & avec raison, d'après la pesanteur considérable de cet acide, sa coloration par les corps inflammables, & sa précipitation par le prussiate de potasse ou l'alcali prussien, qu'il étoit d'origine métallique.

Nous avons dit par quel procédé MM. d'Elhyar sont parvenus à réduire en globules métalliques l'oxide tunstique retiré du wolfram, & la nature métallique de cet acide n'est plus un problême.



CHAPITRE IX.

DU COBALT.

LE cobalt ou cobolt eſt un métal caſſant d'une couleur blanche, tirant un peu ſur le rouge, d'un grain fin & ſerré, qui eſt très-caſſant & qui ſe réduit facilement en poudre par l'action du pilon. Peſé à la balance hydroſtatique, il perd environ un huitieme de ſon poids. Sa peſanteur ſpécifique eſt d'environ 7,700, ſuivant Bergman. Il eſt ſuſceptible de ſe criſtalliſer en faiſceaux d'aiguilles couchées les unes ſur les autres.

Le cobalt n'a jamais été trouvé pur & natif dans la nature, il eſt preſque toujours calciné & uni avec l'arſenic ou ſon acide, le ſoufre, le fer, &c. Voici les principales ſortes de mines de cobalt diſtinguées d'après leurs combinaiſons, par Bergman & M. Mongez.

1°. Cobalt natif uni à l'arſenic. Cette mine eſt ſolide, griſe, peſante, peu brillante & grenue dans ſa caſſure ; elle fait feu avec le briquet, & noircit au feu. L'acide nitrique la diſſout avec efferveſcence ; elle donne une encre de ſympathie par l'acide muriatique.

2°. Cobalt en oxide. Cette mine, qui paroît être du cobalt oxidé par les acides, est ordinairement grise noirâtre, & quelquefois semblable à du noir de fumée, souvent friable & pulvérulente. Elle salit les doigts; celle qui est compacte présente des taches rosées dans sa cassure; elle ressemble quelquefois à des scories de verre, ce qui l'a fait appeller *mine de cobalt vitreuse* par quelques naturalistes. Cette mine ne contient point d'arsenic lorsqu'elle est pure, mais elle est souvent mêlée d'ochre martiale.

3°. Cobalt uni à l'acide arsenique; *fleurs de cobalt rouges, roses, couleur de fleurs de pêcher.* L'acide arsenique que Bergman & M. Mongez y ont découvert, lui donne sa couleur. Cette mine est ou en masse, ou en poudre, ou en efflorescence striée, ou en prismes à 4 pans avec des sommets à deux faces. Sa couleur se détruit au feu, à mesure que l'acide arsenique se dégage.

4°. Cobalt uni au fer & à l'acide sulfurique; *mine de cobalt spéculaire.* On l'a appellée fort improprement *cobalt sulfureux*, parce qu'elle ne contient point de soufre, mais un peu d'acide sulfurique. Cette mine est blanche ou grise, & très-brillante; c'est la plus riche de toutes; elle fait souvent feu avec le briquet.

5°. Cobalt uni au soufre, à l'arsenic & au fer. Ce minéral porte le nom de *mine de cobalt blanche*

ou *grise* ; elle est d'un gris blanchâtre, cristallisée en cubes entiers ou tronqués, de manière à former des solides à quatorze, dix-huit ou vingt-six facettes. Sa cassure est lamelleuse & spathique. Quelquefois elle offre à sa surface des dendrites en feuilles de fougère ; dans cet état, on la nomme *mine de cobalt tricotée*. Souvent les mines de cobalt blanches n'ont aucune cristallisation régulière ; mais elles sont toujours reconnoissables à leur couleur grise blanchâtre ; à leur pesanteur moindre que celle des précédentes, & à l'efflorescence rouge qu'elles ont presque toutes à leur surface.

Pour faire l'essai d'une mine de cobalt, on commence par la piler & la laver, ensuite on la grille pour en séparer l'arsenic. Le cobalt reste dans l'état d'un oxide noir plus ou moins foncé ; on mêle cet oxide avec trois parties de *flux noir* & un peu de sel marin décrépité ; on le fond dans un creuset brasqué & couvert, au feu de forge ; on attend que la fonte soit complète, & que la matière soit parfaitement liquide pour laisser refroidir le creuset ; on l'agite légèrement pour faire précipiter le métal, qui se rassemble en culot au fond du vaisseau. Ce culot est quelquefois formé de deux matières métalliques ; le cobalt est placé supérieurement, & le bismuth se trouve au-des-

ſous ; on les ſépare facilement d'un coup de marteau.

Les minéralogiſtes modernes, & ſur-tout Bergman & M. Kirwan propoſent de faire l'eſſai des mines de cobalt par l'acide nitrique ; cet acide diſſout le cobalt & le fer ; on les précipite par le carbonate de ſoude, & on diſſout enſuite le précipité cobaltique par l'acide acéteux. Scheffer conſeille de reconnoître la puiſſance colorante des mines de cobalt, en les fondant avec trois parties de potaſſe & cinq de verre en poudre.

Dans les travaux en grand, on ne retire point le cobalt ſous la forme métallique. Après avoir pilé & lavé la mine de cobalt, on la grille dans le fourneau à manche. Ce fourneau ſe termine par une longue galerie horiſontale qui ſert de cheminée ; c'eſt dans cette galerie que l'oxide d'arſenic ſublimé ſe condenſe & ſe fond en verre, que l'on vend dans le commerce ſous le nom impropre d'*arſenic blanc*. Si la mine contenoit un peu de biſmuth, comme ce métal eſt très-fuſible, il ſe raſſemble au fond du fourneau, le cobalt reſte dans l'état d'un oxide gris obſcur, nommé *ſafre*. Le ſafre du commerce n'eſt jamais pur ; on le mêle avec trois fois ſon poids de cailloux pulvériſés. Le ſafre, ainſi mêlé & expoſé au grand feu, ſe fond en un verre d'un

bleu obscur, nommé *smalt*. On réduit ce smalt en poudre dans des moulins, & on le délaye dans l'eau. La première portion de verre qui se précipite est la plus grossière, on la nomme *azur grossier*; on décante l'eau encore trouble, elle donne un second précipité; on la décante ainsi jusqu'à quatre fois, & le dépôt qu'elle forme alors est plus fin que tous les autres; on le nomme improprement *azur des quatre feux*. Cet azur est employé dans plusieurs arts pour colorer en bleu les métaux & les verres, &c.

Le *safre* du commerce, fondu avec trois fois son poids de flux noir & un peu de suif & de sel marin, donne le métal cassant connu sous le nom impropre de *régule de cobalt*. La réduction du safre est très-difficile. Il faut employer une grande quantité de fondant, & avoir soin de tenir le creuset rouge-blanc pendant un temps assez long pour que la matière soit bien fluide, tranquille, & que les scories soient fondues en un verre bleu; alors le cobalt se précipite & se rassemble en un culot au-dessous des scories.

Le cobalt, exposé au feu, ne se fond que lorsqu'il est bien rouge; ce métal est de très-difficile fusion, & paroît très-fixe au feu; on ignore même s'il peut se volatiliser dans des vaisseaux fermés; mais on sait que si on le laisse refroidir lentement, il se cristallise en prismes

aiguillés, couchés les uns ſur les autres & réunis en faiſceaux; & ils imitent aſſez bien une maſſe de baſaltes écroulés, comme l'obſerve M. Mongez. Pour réuſſir dans cette criſtalliſation, il ſuffit de faire fondre du cobalt dans un creuſet, juſqu'à ce qu'il éprouve une eſpèce d'ébullition, & d'incliner ce vaiſſeau, lorſqu'après l'avoir retiré du feu, la ſurface de ce demi-métal ſe fige. Par cette inclinaiſon, la portion encore fondue s'écoule, & celle qui adhère aux parois de l'eſpèce de géode formée par le refroidiſſement des ſurfaces du cobalt, ſe trouve tapiſſée de criſtaux priſmatiques entaſſés.

Le cobalt fondu expoſé à l'air ſe couvre d'une pellicule ſombre & terne, qui n'eſt qu'un oxide de ce demi-métal, formé par ſa combinaiſon avec l'oxigène. On fait plus facilement une plus grande quantité d'oxide de cobalt, en expoſant ce demi-métal réduit en poudre dans un têt à rôtir ſous la mouffle d'un fourneau de coupellè, & en l'agitant pour renouveller les ſurfaces. Cette poudre, tenue rouge pendant quelque tems, perd ſon brillant, augmente de poids & devient noire. Cet oxide noir de cobalt demandeun feu de la dernière violence pour ſe fondre en un verre bleu très-foncé.

Le cobalt ſe ternit un peu à l'air, & il n'eſt point attaqué par l'eau. Ce métal ne s'unit

point aux terres, mais ſon oxide s'y combine par la fuſion, & il forme avec elles un beau verre bleu de la plus grande fixité au feu. C'eſt à cauſe de cette propriété de l'oxide de cobalt, que cette ſubſtance eſt d'un grand uſage dans la peinture des émaux, de la porcelaine & de la faïance.

On ne connoît pas bien l'action de la baryte, de la magnéſie & de la chaux ſur le cobalt. Les alcalis diſſous dans l'eau l'altèrent manifeſtement; mais on n'a point encore ſuivi ces altérations.

Ce métal ſe diſſout dans tous les acides, mais avec des phénomènes différens, ſuivant ſon état & celui de l'acide.

Le cobalt ne ſe diſſout que dans l'acide ſulfurique concentré & bouillant. On fait cette diſſolution dans une fiole de verre ou dans une cornue; lorſque l'acide eſt preſque tout évaporé en gaz ſulfureux, on lave le réſidu; une portion ſe diſſout dans l'eau & lui communique une couleur roſée ou verdâtre; c'eſt le ſulfate de cobalt; l'autre eſt du cobalt oxidé par l'acide dont l'oxigène s'eſt combiné avec le métal. M. Baumé dit qu'on obtient de la diſſolution ſulfurique de cobalt ſuffiſamment évaporée, & par le refroidiſſement, deux ſortes de criſtaux; les uns blancs, petits & cubiques;

les autres verdâtres, quarrés, de ſix lignes de long, & larges de quatre. Ce ſont ces derniers qu'il regarde comme le ſulfate de cobalt. Les premiers dépendent de quelques autres matières métalliques étrangères unies au cobalt. Les criſtaux de ſulfate de cobalt, que l'on obtient le plus ſouvent ſous la forme de petites aiguilles; & que M. Sage déſigne par celles de priſmes tétraèdres rhomboïdaux, terminés par un ſommet dièdre à plans rhombéaux, ſe décompoſent au feu; il ne reſte qu'un oxide de cobalt qui ne peut ſe réduire ſeul. La baryte, la magnéſie, la chaux & les trois alcalis décompoſent auſſi ce ſel, & en précipitent le cobalt en un oxide roſée; 100 grains de cobalt diſſous dans l'acide ſulfurique donnent par la ſoude pure environ 140 grains de précipité, & par le carbonate de ſoude 160 grains. Cette augmentation de poids dépend de l'oxigène de l'acide ſulfurique qui s'eſt uni au cobalt; dans la ſeconde précipitation l'acide carbonique, qui ſe combine à l'oxide de cobalt, augmente encore ſa peſanteur. L'acide ſulfurique, étendu d'eau, agit ſur le ſafre, & en diſſout une portion avec laquelle il forme du ſulfate de cobalt.

L'acide nitrique diſſout le cobalt avec efferveſcence, à l'aide d'une douce chaleur; il ſe dégage du gaz nitreux, à meſure que le prin-

cipe oxigène de cet acide s'unit au cobalt. Lorſque la diſſolution eſt au point de ſaturation, elle eſt d'un brun roſée ou d'un verd clair. Elle donne, par une forte évaporation, un nitrate de cobalt en petites aiguilles réunies. Ce ſel eſt très-déliqueſcent ; il bouillonne ſur les charbons ſans détoner, & il laiſſe un oxide rouge foncé. Il eſt décompoſé par les mêmes intermèdes ſalins que le ſulfate de cobalt. Si dans ces décompoſitions on ajoute plus d'alcali qu'il n'en faut pour précipiter l'oxide de cobalt, cette ſubſtance ſe diſſout dans l'excédent du ſel, & le précipité diſparoît.

L'acide muriatique ne diſſout pas le cobalt à froid ; mais à l'aide de la chaleur il en diſſout une portion. Cet acide agit mieux ſur l'oxide du demi-métal ; il forme une diſſolution d'un brun rouge, qui devient verte dès qu'on la chauffe ; cette diſſolution évaporée, & bien concentrée, fournit un muriate de cobalt qui criſtalliſe en petites aiguilles & qui eſt fort déliqueſcent ; la chaleur lui donne d'abord une couleur verte & le décompoſe.

L'*eau régale* ou l'acide nitro-muriatique diſſout le cobalt un peu plus aiſément que ne fait l'acide muriatique ſeul, mais avec moins d'énergie que ne fait l'acide nitrique. Cette diſſolution eſt connue depuis long-tems comme une

ſorte d'*encre de ſympathie*, qui ne devient apparente que lorſqu'on la chauffe ; l'écriture, qui n'étoit pas viſible à froid, paroît d'un beau verd céladon par la chaleur, & diſparoît à meſure que le papier ſe refroidit. Cette propriété appartient à la diſſolution de l'oxide de cobalt dans l'acide muriatique, & l'acide nitrique qu'on a ajouté pour faire *l'eau régale* n'y contribue qu'en facilitant ſa diſſolution & ſa ſuſpenſion. On avoit cru que la couleur verte que produit l'encre de cobalt chauffée, & qu'elle perd en refroidiſſant, étoit due au ſel métallique que la chaleur faiſoit criſtalliſer, & qui, étant expoſé à l'air froid, attiroit aſſez d'humidité pour ſe diſſoudre & diſparoître entièrement ; mais il eſt prouvé que le muriate de cobalt, diſſous dans l'eau, prend la même couleur dès qu'on lui fait éprouver un certain degré de chaleur.

L'acide boracique ne diſſout point immédiatement le cobalt ; mais lorſqu'on mêle une diſſolution de borate de ſoude avec une diſſolution du cobalt dans un de ces acides précédens, il s'opère une double décompoſition. La ſoude s'unit avec l'acide qui tenoit l'oxide métallique en diſſolution, & l'acide boracique, combiné avec cet oxide, forme un ſel peu ſoluble, qui ſe précipite : on peut recueillir ce borate de cobalt, en ſéparant par le filtre la liqueur qui le ſurnage.

Le cobalt n'a point d'action ſur la plupart des ſels neutres. Il s'oxide lorſqu'on le traite au feu avec du nitre. Si on projette dans un creuſet rouge un mélange d'une partie de cobalt en poudre, & de deux ou trois parties de nitre bien ſec, il ne ſe produit point une détonation vive, mais il s'excite de petites ſcintillations bien marquées; on trouve enſuite une portion du cobalt changée en un oxide d'un rouge plus ou moins foncé & ſouvent verdâtre. Cette expérience, ainſi que toutes celles ſur l'action réciproque du nitre & des matières métalliques, demanderoit à être ſuivie.

Le cobalt ne décompoſe point le muriate ammoniacal. Bucquet, qui a fait cette expérience avec beaucoup de ſoin, n'a pas obtenu un atôme d'ammoniaque; cela dépend du peu d'action qu'exerce l'acide muriatique ſur ce métal.

On ne connoît pas l'action du gaz hydrogène ſur le cobalt. Le ſoufre ne s'unit que très-difficilement avec cette ſubſtance, mais les ſulfures alcalins favoriſent cette combinaiſon; il en réſulte une ſorte de mine artificielle, à facettes plus ou moins larges ou d'un grain plus ou moins fin, d'une couleur blanche ou jaunâtre, ſuivant la quantité de ſoufre combiné. M. Baumé, qui a donné d'excellens détails ſur cette combinai-

ſon, dans ſa Chimie expérimentale & raiſonnée; (*tome II*, *page* 228 *à* 297) obſerve qu'elle ne peut être décompoſée que par les acides, & que le feu n'eſt pas capable d'en ſéparer tout le ſoufre.

Le cobalt n'eſt d'aucun uſage dans ſon état métallique, mais on emploie ſon oxide pour colorer en bleu les verres, les émaux, les faïences, les porcelaines. On en fabrique auſſi une encre de ſympathie.

CHAPITRE X.

Du Bismuth.

Le *biſmuth*, nommé autrefois *étain de glace*; eſt un métal fragile d'un blanc jaunâtre, fort peſant, diſpoſé en grandes lames. Il s'enfonce un peu par les coups de marteau, mais il ſe briſe bientôt en petites paillettes, & finit par ſe réduire en poudre. Il perd dans l'eau un dixième de ſon poids. Il eſt ſuſceptible de criſtalliſer en priſmes polygones, qui ſe diſpoſent en volutes grecques quarrées, ou entièrement ſemblables à celles du muriate de ſoude. Il n'a que très-peu d'odeur & de ſaveur.

Le bismuth est souvent sous forme métallique dans la nature. On le reconnoît à sa couleur brillante jaunâtre, à sa mollesse, telle qu'il se laisse couper au couteau, à sa forme lamelleuse, & sur-tout à sa grande fusibilité. Il est ordinairement cristallisé en lames triangulaires qui sont posées les unes sur les autres par recouvrement. Il y a des échantillons dans lesquelles ce demi-métal est sous la forme d'octaèdres très-réguliers. Sa gangue est ordinairement quartzeuse; on en trouve à Scala en Neritie, en Dalécarlie, & à Schnéeberg en Allemagne.

Plusieurs minéralogistes modernes doutent de l'existence de la mine de bismuth arsenicale. Cependant quelques-uns assurent que cette mine est chatoyante, souvent disposée en petites lames luisantes d'un gris clair. Elle est aussi, suivant ces derniers, presque toujours mêlée de bismuth natif & de cobalt, dont l'efflorescence rougeâtre se fait quelquefois remarquer à la surface des échantillons.

La mine de bismuth sulfureuse, ou le sulfure de bismuth natif, reconnue par tous les minéralogistes, est d'un gris blanchâtre, quelquefois tirant sur le bleu, à facettes ou en prismes aiguillés. Cette mine a l'éclat & la couleur de la mine de plomb ou galène; elle pré-

ſente preſque toujours des facettes quarrées ; mais jamais on n'y voit de véritables fragmens cubiques ; elle ſe coupe au couteau ; elle eſt fort rare, on la trouve à Baſtnaës en Suède & à Schnéeberg en Saxe.

Cronſtedt parle auſſi d'une mine de biſmuth martiale, qu'il dit ſe rencontrer en groſſes écailles cunéiformes, à Konsberg en Norwège.

Enfin, le biſmuth ſe rencontre quelquefois dans l'état d'oxide. Il eſt ſous la forme d'une efflorefcence granuleuſe, d'un jaune verdâtre & jamais rouge, à la ſurface des mines de biſmuth. M. Kirwan croit que cet oxide de biſmuth y eſt uni à l'acide carbonique. Quelques minéralogiſtes aſſurent qu'il y a un ſulfate de biſmuth natif mêlé à cet oxide.

Pour faire l'eſſai d'une mine de biſmuth, on ſe contente de la fondre à une douce chaleur dans un creuſet & à l'aide d'une certaine quantité de flux réductif. Comme le biſmuth eſt volatil, on doit le fondre le plus vîte poſſible ; il vaut même mieux faire cet eſſai dans des vaiſſeaux fermés, comme le recommande Cramer.

La fonte en grand des mines de biſmuth n'eſt pas plus difficile ; on fait une foſſe en terre, on la couvre de bûches, qu'on place près les unes des autres ; on allume le bois, & on jette pardeſſus la mine concaſſée ; le biſmuth ſe fond

&

& coule dans la fosse, où il se moule en pain orbiculaire. Dans d'autres endroits on incline un tronc de pin creusé en canal, sur lequel on met un lit de bois ; on jette le bismuth sur cette matière combustible après l'avoir allumée. Ce métal se fond, coule dans le canal qui le conduit dans un trou fait en terre, sur lequel pose l'extrémité du tronc de pin. On puise le bismuth dans cette espèce de casse, on le verse dans des moules de fer, ou dans des lingotières.

Le bismuth n'est que peu altéré par le contact de la lumière. Il est extrêmement fusible, il se fond long-temps avant de rougir. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se sublime en entier. Si on le laisse réfroidir lentement, il se cristallise en volutes grecques. C'est une des substances métalliques qui se cristallise le plus facilement. M. Brongniart est le premier chimiste qui ait bien réussi à cette cristallisation.

Si on tient le bismuth en fusion avec le contact de l'air, sa surface se couvre d'une pellicule qui se change en un oxide d'un gris verdâtre ou brun, nommé *cendre* ou *chaux de bismuth*. Dix-neuf gros de bismuth calcinés dans une capsule de verre ont donné à M. Baumé vingt gros trente-quatre grains doxide. Le bismuth chauffé jusqu'à rougir brûle avec une petite flamme

bleue peu ſenſible; ſon oxide s'évapore ſous la forme d'une fumée jaunâtre, qui ſe condenſe à la ſurface des corps froids en une pouſſière de même couleur, nommée improprement *fleurs de biſmuth*; cette poudre ne doit ſa volatiliſation qu'à la rapidité avec laquelle le biſmuth brûle; car ſi on l'expoſe ſeule au feu, elle ſe fond en un verre verdâtre ſans ſe ſublimer. Geoffroy le fils a obſervé que ſur la fin cet oxide de biſmuth ſublimé devient d'un beau jaune d'orpiment.

Les oxides gris ou brun, ſublimé & vitreux, ne ſont que des combinaiſons de ce métal avec la baſe de l'air vital ou l'oxigène. Ils ne ſe réduiſent pas ſans addition, parce qu'il y a beaucoup d'adhérence entre les deux principes qui les compoſent; mais le gaz hydrogène, le charbon & toutes les matieres combuſtibles organiques qui contiennent l'un & l'autre de ces corps, ſont capables de les décompoſer & de leur rendre leur état métallique, en s'emparant de l'oxigène avec lequel ces corps ont plus d'affinité que n'en a le biſmuth.

M. d'Arcet ayant expoſé du biſmuth dans une boule de porcelaine non cuite, à la chaleur du four qui cuit cette dernière ſubſtance, ce métal a coulé au dehors par une crevaſſe du creuſet; la portion reſtée dans ce vaiſſeau

y a formé un verre d'un violet sale, tandis que le bismuth fondu à l'extérieur de la boule étoit jaunâtre. Il paroît, d'après ce fait & plusieurs autres semblables, que les verres métalliques faits avec ou sans le contact de l'air, different les uns des autres.

Le bismuth se ternit un peu à l'air, & il se forme une rouille blanchâtre à sa surface. Il n'est point attaqué par l'eau, & il ne se combine point aux terres; mais son oxide s'unit avec toutes les matières terreuses, & en facilite la fusion; il donne une teinte jaune verdâtre aux verres dans la combinaison desquels on le fait entrer.

On ne connoît pas l'action des substances salino-terreuses & des alcalis sur ce demi-métal.

L'acide sulfurique concentré & bouillant est altéré par le bismuth; cet acide se décompose en partie & laisse exhaler du gaz sulfureux. La masse qui reste dans le vaisseau après la décomposition d'une partie de l'acide est blanche; on sépare par l'eau la portion qui est dans l'état salin de celle qui est pur oxide & qui ne contient que très-peu d'acide; la lessive évaporée fournit un sulfate de bismuth en petites aiguilles déliquescentes. Ce sel peut être décomposé par le feu, par les substances salino-terreuses,

par les alcalis & même par l'eau en grande quantité. On ne connoît point le ſulfite de biſmuth.

L'acide nitrique diſſout le biſmuth avec une rapidité étonnante, ou plutôt ce métal décompoſe l'acide & lui enlève très-promptement une partie de ſon oxigène. Le mélange s'échauffe beaucoup ; il s'en exhale des vapeurs rouges très-épaiſſes. Si l'on fait cette combinaiſon dans l'appareil pneumato-chimique, on en obtient une très-grande quantité de gaz nitreux ; c'eſt un moyen très-prompt & très-commode de ſe procurer ce gaz. Il ſe précipite pendant cette diſſolution une poudre noire que Lémery a priſe pour du bitume, que Pott a regardée comme un oxide de biſmuth très-calciné. M. Baumé l'a priſe pour du ſoufre ; peut-être eſt-ce du charbon. La diſſolution nitrique de biſmuth eſt ſans couleur ; lorſqu'elle eſt chargée, elle dépoſe des criſtaux ſans évaporation. Ce dernier moyen, combiné avec le refroidiſſement, fournit un nitrate de biſmuth, ſur la forme duquel les chimiſtes ne ſont nullement d'accord. M. Baumé dit que ce ſel eſt diſpoſé en groſſes aiguilles taillées en pointes de diamant par un bout. M. Sage définit ces criſtaux des priſmes tétraèdres, un peu comprimés & terminés par deux pyramides trièdres obtuſes, dont les plans ſont un rhombe

& deux trapèzes. Par une évaporation lente j'en ai obtenu des rhombes applatis, fort gros & tout-à-fait ſemblables au ſpath calcaire d'Iſlande.

Le nitrate de biſmuth détone foiblement & par ſcintillations rougeâtres; il ſe fond & ſe bourſouffle, & il laiſſe un oxide d'un jaune verdâtre, qui ne ſe réduit pas ſans addition. Ce ſel, expoſé à l'air, perd ſa tranſparence en même-tems que l'eau de ſa criſtalliſation ſe diſſipe. Dès qu'on eſſaie de le diſſoudre dans l'eau, il la rend blanche, laiteuſe, & y forme un précipité d'oxide de biſmuth.

Il en eſt de même ſi l'on verſe dans l'eau la diſſolution nitrique du biſmuth; la plus grande partie de l'oxide de ce métal ſe précipite ſous la forme d'une poudre blanche, nommée *blanc de fard* ou *magiſter de biſmuth.* Cent grains de ce métal diſſous dans l'acide nitrique donnent 113 grains d'oxide précipité, en raiſon de l'oxigène qui s'y eſt fixé. Pour avoir ce précipité très-blanc & très-fin, il faut le préparer avec une grande quantité d'eau. Les femmes s'en ſervent pour blanchir la peau, mais il a l'inconvénient de noircir lorſqu'il eſt en contact avec des matieres odorantes & combuſtibles; c'eſt même un des oxides métalliques dans leſquels cette propriété eſt la plus éner-

gique. Quoique le nitrate de bismuth soit en grande partie décomposé par l'eau, il en reste cependant une portion en dissolution, & cette portion ne peut être précipitée que par la chaux ou les alcalis. Ce caractère d'être précipité par l'eau appartient à toutes les dissolutions de bismuth. On ne connoît point le nitrite de bismuth.

L'acide muriatique agit difficilement sur ce métal ; il faut que cet acide soit concentré & qu'on le tienne long-temps en digestion sur le bismuth ; cette dissolution réussit encore mieux en distillant une grande quantité d'acide muriatique sur le métal ; il s'exhale une odeur fétide de ce mélange : on lave le résidu avec de l'eau, qui se charge de la portion d'oxide métallique unie à l'acide. Le muriate de bismuth cristallise difficilement ; il est susceptible de se sublimer et de former une sorte de sel mou, fusible, nommé improprement *beurre de bismuth*, qui attire fortement l'humidité de l'air ; l'eau le décompose & en précipite un oxide blanc.

On ne connoît point l'action des autres acides minéraux sur le bismuth.

Le bismuth est oxidé par le nitre ordinaire, mais sans détonation sensible. Ce métal ne décompose point du tout le muriate ammoniacal, mais son oxide en sépare complettement l'ammoniaque. On obtient dans cette expérience

une grande quantité de gaz ammoniac, & le résidu contient la combinaison de l'oxide métallique avec l'acide muriatique. Si le bismuth n'agit point sur le muriate ammoniacal, en raison du peu d'action que l'acide muriatique a sur ce métal, la propiété de décomposer ce sel, dont jouit son oxide, est bien remarquable, & elle prouve qu'il se rapproche des substances salines.

Le gaz hydrogène altère la couleur du bismuth, & lui donne une teinte violette.

Le soufre se combine avec lui par la fusion. Il en résulte une sorte de mine grise, bleuâtre & brillante qui cristallise en belles aiguilles tétraèdres semblables par leur couleur & leurs reflets aux plus beaux morceaux de sulfure d'antimoine.

On ne connoît pas bien l'action de l'arsenic sur le bismuth, on sait que ce métal ne s'allie point au cobalt, & qu'il en reste séparé dans la fonte.

Le bismuth est employé par les potiers d'étain pour donner de la dureté à ce dernier métal. Il pourroit être substitué au plomb dans l'art de coupeller les métaux parfaits ; parce qu'il a, comme ce métal, la propriété de se fondre en un verre que les coupelles absorbent. Geoffroy le cadet a trouvé beaucoup de rapport entre ce

métal caſſant & le plomb. On ne peut que ſoupçonner les effets du biſmuth ſur l'économie animale ; on croit avec aſſez de vraiſemblance que ſon uſage ſeroit dangereux comme celui du plomb. On connoît même quelques mauvais effets de ce métal appliqué extérieurement.

On ſe ſert de l'oxide de biſmuth, appellé *blanc de fard*, pour blanchir la peau ; mais il faut alors éviter avec ſoin toutes les matières très-odorantes, & ſur-tout celles qui ſont fétides. Le voiſinage des boucheries, des voiries, des égoûts, des latrines, même des odeurs fortes, influe tellement ſur cet oxide, qu'il lui donne une couleur plus ou moins noire. La vapeur des ſulfures alcalins, celle des œufs produiſent cet effet avec beaucoup d'énergie ; on fait en phyſique une expérience qui prouve cette propriété ; on trace des caractères avec une diſſolution de biſmuth ſur le premier feuillet d'un livre blanc, compoſé d'une centaine de pages ; on impregne le dernier feuillet d'un peu de ſulfure alcalin liquide ; quelques inſtans après la vapeur *hépatique* portée par l'air qui circule entre tous les feuillets, arrive à l'extrêmité du livre & colore en brun foncé les caractères tracés ſur la première page. On a dit que le gaz hydrogène ſulfuré ou hépatique traverſoit le papier ; mais M. Monge a prouvé que c'eſt l'air qui le

porte ainſi de feuille en feuille, puiſqu'en collant ces feuilles les unes aux autres, la coloration n'a plus lieu.

CHAPITRE XI.

Du Nickel.

Le nickel a été regardé par Cronſtedt comme un demi-métal particulier, qu'il a fait connoître en 1751 & 1754, dans les actes de l'académie de Stockolm. Ce métal caſſant eſt ſuivant lui d'une couleur blanche, brillante, tirant ſur le rouge, ſur-tout à l'extérieur. Il eſt très-fragile, & paroît composé de facettes dans ſa fracture, ce qui le diſtingue du cobalt. M. Arvidſſon, qui a publié, conjointement avec Bergman, une thèſe ſur les propriétés du nickel, traduite & inſérée dans le journal de phyſique, Octobre 1776, a obſervé que le nickel obtenu par le grillage & la fuſion de ſes mines, comme l'avoit indiqué Cronſtedt, n'eſt rien moins que ce métal pur, & qu'il contient du ſoufre, de l'arſenic, du cobalt & du fer. Comme Bergman eſt parvenu par un grand nombre de procédés ingénieux à extraire la plus grande

partie de ces matières étrangères, & a obtenir du nickel différent, par plusieurs de ses propriétés, de celui de Cronstedt, c'est de celui-là que nous parlerons après avoir fait l'histoire de ses mines.

On trouve le nickel uni au soufre & à l'arsenic. Ses mines ont une couleur rouge de cuivre ; elles sont presque toujours couvertes d'une efflorescence d'un gris verdâtre ; les allemands les nomment *kupfer-nickel*, ou *cuivre faux*. Ce minéral est très commun à Freyberg en Saxe ; il est souvent mêlé avec la mine de cobalt grise. Mais sa couleur rouge, son efflorescence verdâtre le distinguent de cette mine qui est grise ou noire, & dont l'efflorescence est rouge ; il est souvent cristallisé en cubes. Wallerius désigne le kupfer-nickel sous le nom de mine de cobalt d'un rouge de cuivre ; il la croit un composé de cobalt, de fer & d'arsenic. Linnéus le regardoit comme du cuivre minéralisé par l'arsenic. Romé de Lille l'a rangé avec Wallerius parmi les mines de cobalt, & pense comme lui que c'est un alliage. M. Sage ayant traité cette mine avec le muriate ammoniacal, en a retiré du fer, du cuivre & du cobalt. Il croit qu'elle est formée de l'alliage de ces trois matières métalliques avec l'asenic, On y trouve aussi un peu d'or, suivant ce chimiste. Il est bon

d'obſerver qu'il a eu des réſultats différens de ceux de Bergman. Il dit avoir opéré ſur des kupfer-nickels de Biber en Heſſe, & d'Allemont en Dauphiné.

Cronſtedt aſſure qu'on peut ſéparer du nickel la matière métallique nommée *ſpeiſſ* par les allemands, & qui ſe raſſemble dans les creuſets où on fond le ſmalt. M. Monnet croit que le ſpeiſſ de la manufacture de Gengenback, à quatorze lieues de Strasbourg, eſt du vrai nickel; & comme la mine de cobalt qu'on emploie dans cet endroit pour faire le ſmalt eſt très-pure, il en conclut que le nickel eſt néceſſairement produit par le cobalt lui même, comme nous le verrons plus bas. Mais M. Baumé a retiré du nickel de preſque toutes les mines de cobalt, par le moyen du ſulfure alcalin. Il paroît donc que la mine de cobalt que l'on travaille à Gengenback contient du nickel qu'il eſt impoſſible d'y reconnoître à l'œil, à cauſe de l'union intime de ces deux matières métalliques.

Pour retirer le nickel de ſa mine, on le fait griller lentement, afin d'enlever une portion de ſoufre & de l'arſenic. Elle ſe change en un oxide verdâtre; plus elle eſt verte, plus elle contient de nickel, d'après Bergman & Arvidſſon. On la fond enſuite avec trois parties de flux noir & du muriate de ſoude, & on en

tire un métal tel que l'a désigné Cronstedt, mais qui est bien éloigné d'être le nickel pur; ses scories sont brunes ou bleues. Beaucoup de chimistes, depuis le travail de M. Arvidsson, regardent encore cette substance métallique comme un alliage naturel de fer, de cobalt & d'arsenic. Quant au cuivre, il n'y a que M. Sage qui dit en avoir retiré du kupfer-nickel. M. Monnet pense que le nickel n'est que du cobalt privé du fer & de l'arsenic. A mesure que nous examinerons les propriétés de ce métal, nous verrons sur quoi sont fondées ces différentes opinions; nous croyons avec Bergman que ce qui en a imposé aux chimistes sur cet objet, c'est l'extrême difficulté que l'on éprouve pour obtenir du nickel très-pur; vérité bien démontrée dans la dissertation de M. Arvidsson, déjà citée. Comme il est certain qu'amené autant qu'il est possible à cet état de pureté, il a des propriétés très-particulières, & qu'on n'a pas encore pu ni le séparer par l'analyse en différentes substances métalliques, ni le recomposer par un alliage quelconque, on doit le regarder comme un métal particulier, jusqu'à ce que des expériences ultérieures nous aient convaincu du contraire.

Le métal que fournit la simple fusion du kupfer-nickel grillé est à facettes d'un blanc

rougeâtre & très-fragile. Il contient beaucoup d'arſenic, de cobalt & de fer. M. Arvidſſon lui a fait éprouver ſix grillages qui ont duré depuis ſix juſqu'à quatorze heures chacune; il a réduit le métal après chaque grillage; il a obſervé qu'en le traitant ainſi il s'en exhale des vapeurs d'arſenic & des vapeurs blanches qui ne ſentent point ce dernier métal; la poudre de charbon mêlée dans ces opérations facilite la volatiliſation de l'arſenic. Le nickel, dont le poids étoit beaucoup diminué par ces ſix opérations, ſentoit encore l'arſenic & étoit attirable. On le fondit ſix fois avec de la chaux & du borax, & on le fit chauffer une ſeptième en y ajoutant du charbon, juſqu'à ce qu'il ne répandît plus de vapeurs d'arſenic. Cet oxide étoit ferrugineux, nuancé de taches vertes; réduit, il donna des ſcories martiales & un bouton encore attirable à l'aimant. Le ſuccès a toujours été pareil avec pluſieurs nickels de différens pays. Le ſoufre, le ſulfure de potaſſe, la détonation du nitre, les diſſolutions dans l'acide nitrique & dans l'ammoniaque, employés par M. Arvidſſon, n'ont jamais pu enlever tout le fer du nickel. Il a conclu de ces expériences qu'il eſt impoſſible de purifier exactement ce métal; que le ſoufre ne s'en ſépare que par les grillages répétés; que l'arſenic y eſt plus

adhérent ; qu'on peut l'en extraire à l'aide de la poudre de charbon & du nitre ; que le cobalt y eſt encore plus intimément combiné, puiſque le nitre le fait découvrir, quoique rien n'indiquât ſa préſence ; & qu'il eſt impoſſible de le priver de tout le fer qu'il contient, puiſque lorſque le nickel a été traité de toutes ces manières, il eſt quelquefois plus attirable à l'aimant que jamais. M. Arvidſſon croit, d'après cela, que cette ſubſtance n'eſt autre choſe que du fer dans un état particulier ; & il préſente un tableau comparé de pluſieurs propriétés de ce métal avec celles du cobalt, de l'aimant & du nickel, d'après lequel il regarde ces trois matières métalliques comme du fer différemment modifié. Mais la principale propriété du nickel, qui a conduit M. Arvidſſon à cette concluſion, eſt ſon magnétiſme. Ne pourroit-on pas croire qu'elle n'eſt pas ſuffiſante pour confondre deux matières métalliques différentes dans toutes leurs autres propriétés, puiſque d'ailleurs il eſt poſſible que le magnétiſme ne ſoit pas particulier au fer, & ſe rencontre dans pluſieurs ſubſtances métalliques? Je penſe donc que malgré la propriété que préſente le nickel d'être attirable à l'aimant, on doit le conſidérer, lorſqu'il a été purifié par les procédés de M. Arvidſſon, comme un métal particulier,

puiſque, comme je l'ai déjà annoncé, on ne peut ni en extraire d'autres ſubſtances métalliques, ni l'imiter parfaitement par aucun alliage; puiſqu'enfin il a alors des propriétés qui n'appartiennent qu'à lui, & à l'examen deſquelles nous allons paſſer. M. Kirwan a adopté entièrement cette opinion dans ſa minéralogie.

Il n'offre pas de facettes, comme l'avoit indiqué Cronſtedt, mais ſa caſſure eſt grenue; il pèſe neuf fois plus que l'eau; il n'eſt pas fragile, comme Cronſtedt l'avoit annoncé; il jouit au contraire de la ductilité dans un degré aſſez marqué pour que Bergman doute s'il doit être rangé parmi les métaux ou les demi-métaux; il eſt preſque auſſi difficile à fondre que le fer forgé; il eſt très fixe; il ſe calcine lorſqu'on le chauffe à l'air, & il donne un oxide d'autant plus vert qu'il eſt plus pur. On ne ſait point ſi cet oxide peut ſe fondre en verre; on le réduit à l'aide des fondans & des matières combuſtibles qui le décompoſent comme tous les autres. On ne connoît point l'action de l'air & de l'eau ſur le nickel. Son oxide, fondu avec des matières propres à faire du verre, leur donne une couleur d'hyacinthe plus ou moins rouge. L'action de la chaux, de la magnéſie & des trois alcalis purs ſur le nickel eſt encore inconnue.

M. Sage dit qu'en diſtillant quatre parties

d'acide ſulfurique concentré ſur une partie de ré-gule de kupfer nickel en poudre il paſſe de l'acide ſulfureux; le réſidu eſt griſâtre; & en le diſſolvant dans l'eau diſtillée, il eſt de la plus belle couleur verte. Il fournit des criſtaux feuilletés de la couleur de l'émeraude. Suivant M. Arvidſſon, l'acide ſulfurique forme avec l'oxide de nickel un ſel vert en criſtaux décaèdres; ce ſont deux pyramides quadrangulaires, réunies & tronquées près de leur baſe.

Le même oxide ſe diſſout très-bien dans l'acide nitrique. Le nitrate de nickel criſtalliſe en cubes rhombéaux, ſuivant M. Sage; toutes les autres diſſolutions du nickel, ou de ſon oxide dans l'acide muriatique & dans les acides végétaux, ſont plus ou moins vertes. Les alcalis fixes le précipitent en blanc verdâtre & le rédiſſolvent; la liqueur devient alors jaunâtre. L'ammoniaque, verſée dans une diſſolution acide de nickel, y produit une belle couleur bleue; ce ſel préſente le même phénomène lorſqu'on le mêle avec les précipités de ce métal par les alcalis fixes. Comme les diſſolutions de cuivre offrent la même couleur avec l'ammoniaque, & qu'on eſt même convenu de regarder cette couleur comme une pierre de touche très-propre à indiquer la préſence de ce méta par-tout où il ſe trouve, on a cru, & quelques perſonnes

personnes croient encore d'après cela, que le nickel contient du cuivre. Cependant Cronſtedt a tenté en vain tous les moyens connus de retirer ce métal de la diſſolution de nickel colorée en bleu par l'ammoniaque. D'ailleurs, ce ſel ne diſſout pas immédiatement le nickel, comme il diſſout le cuivre. Il eſt donc démontré par-là, comme le penſe Bergman, que cette propriété appartient au nickel lui-même, & qu'il ne la doit point au cuivre. Ce dernier chimiſte n'a pas reconnu des ſignes certains de la diſſolution de nickel par l'acide carbonique, en tenant pendant huit jours ce métal dans de l'eau gazeuſe ou chargée de cet acide.

Le nickel détone avec le nitre; cette détonation a fourni à M. Arvidſſon un moyen de reconnoître dans ce métal la préſence du cobalt, qu'aucune autre épreuve n'avoit rendue ſenſible. Le nickel eſt enſuite plus ou moins oxidé, ſuivant la quantité de nitre qu'on a employée. Ce ſel neutre a auſſi la propriété d'augmenter l'intenſité de la couleur d'hyacinthe que l'oxide de nickel communique aux verres, & de la faire reparoître lorſqu'elle a été diſſipée par la fuſion; ce qui arrive aſſez ſouvent à cet oxide, & ce qui lui eſt commun avec l'oxide du demi-métal que nous examinerons après celui-ci.

L'oxide de nickel fondu avec du borax,

lui donne aussi une couleur d'hyacinthe.

Il décompose en partie le muriate ammoniacal. Le sublimé ferrugineux que M. Sage a obtenu dans cette expérience, dépend de ce qu'il a employé un régule qui n'étoit pas aussi pur que celui de M. Arvidsson; car ce dernier chimiste assure que le muriate ammoniacal sublimé avec ce métal étoit blanc, & ne donnoit aucun indice de fer par la noix de galle. Il passe un peu d'ammoniaque & d'acide muriatique; le résidu réduit donne un nickel qui a perdu un peu de son magnétisme.

On ne connoît point l'action du gaz hydrogène sur le nickel.

Ce métal se combine bien au soufre par la fusion; il forme alors une espèce de minéral dur, de couleur jaune, & à petites facettes brillantes. Lorsqu'on le chauffe fortement & en contact avec l'air, il pétille & répand des étincelles très-lumineuses, comme celles qui sortent du fer forgé. Cronstedt, à qui est due cette expérience ne l'a pas suivie plus loin; il a observé seulement que ce phénomène n'a pas lieu, si on a soin d'ôter le contact de l'air, en couvrant ce minéral de verre en fusion; ce qui indique que cet effet n'est dû qu'à la combustion rapide du nickel opérée par le soufre. Le même chimiste nous apprend que ce métal se dissout dans les sulfures alcalins, & forme un composé semblable aux

mines de cuivre jaunes. Le ſoufre ne peut être ſéparé du nickel que par des fuſions & des grillages multipliés.

Le nickel ſe combine avec l'arſenic, auquel il adhère fortement. M. Monnet, qui regardoit d'abord, d'après Cronſtedt, le nickel comme un métal particulier, ayant obſervé que lorſqu'il eſt uni à l'arſenic il forme un verre bleu, ſemblable à celui que fournit le cobalt, a penſé, d'après cela, que le nickel n'eſt que du cobalt privé d'arſenic & de fer. Il ſuit de cette opinion que M. Monnet regarde le cobalt, ainſi que le nickel, comme un véritable alliage. M. Bergman croit que ſi, en ajoutant de l'arſenic au nickel, ce dernier peut donner du verre bleu, c'eſt parce que le cobalt que le nickel contient toujours, & dont les propriétés ſont maſquées par ce dernier, qui eſt en beaucoup plus grande quantité, eſt oxidé & ſéparé du nickel par l'arſenic, & qu'alors il jouit de ſes propriétés, & ſur-tout de celle de ſe fondre en verre plus ou moins bleu. Nous avons dit qu'on ne ſépare entièrement le nickel de l'arſenic qu'à l'aide de la calcination répétée avec du charbon en poudre.

Le nickel s'unit encore plus intimement au cobalt qu'à l'arſenic, & on ne l'en ſépare qu'avec la plus grande difficulté; il peut même y être combiné ſans manifeſter ſes propriétés, & il n'y

a que le nitre, le borax & l'arſenic qui puiſſent en indiquer la préſence par la fuſion.

Cronſtedt dit que le nickel forme avec le biſmuth un régule caſſant & écailleux. La diſſolution par l'acide nitrique peut ſéparer, quoiqu'imparfaitement, ces deux matières métalliques, par la propriété que nous connoiſſons au nitrate de biſmuth d'être décompoſé par l'eau.

On n'a fait encore aucun uſage du nickel.

CHAPITRE XII.

DU MANGANÈSE.

ON connoiſſoit, depuis long-tems, ſous le nom de *magnéſie noire* ou *manganèſe*, un minéral d'une couleur griſe, ſombre, qui ſalit les doigts, qu'on emploie dans les verreries pour colorer ou blanchir le verre. Les ouvriers l'avoient appellé le *ſavon du verre*, à cauſe de cette dernière propriété. La plupart des naturaliſtes l'avoient pris pour une mine de fer pauvre, à raiſon de ſa couleur & de la terre ferrugineuſe dont ſa ſurface eſt ſouvent enduite. Pott & Cronſtedt, après une analyſe exacte, ne l'ont point reconnu pour une matière ferrugineuſe. Le dernier dit y avoir trouvé un peu d'étain. M. Sage l'a rangé parmi les mines de zinc, & il croit qu'il eſt formé par la

combinaiſon de ce demi-métal & du cobalt avec l'acide muriatique; il ajoute, d'après ſes eſſais, qu'on y rencontre quelquefois du fer ou du plomb.

La peſanteur de ce minéral, la propriété de teindre le verre, & celle de donner par les pruſſiates alcalins verſés ſur ſes diſſolutions dans les acides un précipité blanchâtre, avoient fait ſoupçonner à Bergman, comme il nous l'apprend dans le dernier paragraphe de ſa Diſſertation ſur les attractions électives, que ce minéral contenoit une ſubſtance métallique particulière. Son ſoupçon a été pleinement confirmé par un de ſes élèves, M. Gahn, docteur en médecine à Stockolm, qui a fait conjointement avec Schéele, la découverte de l'acide phoſphorique dans les os. Ce médecin eſt le premier qui ait obtenu du régule de manganèſe, vraiſemblablement en traitant ce minéral avec un flux réductif. Le degré de feu néceſſaire pour cette opération eſt ſans doute exceſſif; car j'ai vu M. Brongniart, chimiſte très-habile & très-exercé, eſſayer en vain de réduire en culot ce minéral dans un fourneau, qui donne cependant un grand coup de feu. On m'a aſſuré qu'on avoit réuſſi à Paris en employant le flux de M. Morveau, avec lequel ce chimiſte obtient le fer en culot très-bien fondu. Mais je crois, comme M. la Peyrouſe, que les flux nuiſent beaucoup dans cette opération. J'ai tenté cette

réduction dans un très-bon fourneau de fusion construit au laboratoire de l'école vétérinaire d'Alfort. Je n'ai point obtenu un culot entier, mais j'en ai retiré une bonne quantité de grenailles de deux ou trois lignes de diamêtre. En employant plusieurs fois des alcalis fixes & du borax, je n'ai point eu de métal. Dans mes différens essais, chaque petit globule métallique de manganèse étoit environné d'un verre ou d'une fritte vitreuse verte foncée.

Cette matière doit, d'après nos principes, être regardée comme un métal particulier, puisqu'on ne peut en faire l'analyse, & puisqu'elle présente d'ailleurs des propriétés qui n'appartiennent à aucune autre substance métallique. Pour avoir une nomenclature uniforme, nous appellerons cette substance le *manganèse*.

Ce métal est beaucoup mieux connu aujourd'hui d'après les travaux de MM. Bergman, Schéele, Gahn, Rinman, d'Engestroem, Ilseman, la Peyrouse. C'est des travaux de ces chimistes, ainsi que de mes expériences particulières, que j'emprunterai ce que je vais en dire. Je ferai observer d'abord que la difficulté de réduire les mines de ce métal a été cause que l'on connoît beaucoup mieux les propriétés de son oxide que celles de sa substance métallique. Schéele, l'un des plus habiles chimistes de ce siècle, paroît

n'avoir pas pu réduire cette ſubſtance, puiſqu'il n'indique aucune de ſes propriétés dans l'état métallique.

Les mines de manganèſe ſe reconnoiſſent à leur couleur griſe, brune ou noire, plus ou moins brillante, & à leur forme. On peut en diſtinguer un aſſez grand nombre de variétés.

Variétés.

1. Mine de manganèſe criſtalliſée en priſmes tétraèdres, rhomboïdaux, ſtriés, ſuivant leur longueur, & ſéparés les uns des autres.
2. Mine de manganèſe criſtalliſée, dont les priſmes ſont diſpoſés en faiſceaux.
3. Mine de manganèſe criſtalliſée en petites aiguilles, qui ſont diſpoſées en étoiles.
4. Mine de manganèſe effleurie noire & friable. Elle tache les doigts comme de la ſuie.
5. Mine de manganèſe veloutée. Ce ſont de très-petites aiguilles effleuries, dont la belle couleur noire matte imite le velours.
6. Mine de manganèſe compacte & informe; elle eſt d'un gris noir, ſouvent caverneuſe, très-peſante. Elle ſalit les doigts, on y trouve quelquefois des aiguilles brillantes. La pierre de Périgueux appartient à cette variété.
7. Manganèſe ſpathique trouvée dans les mines de fer de Klapperud à Fresko, dans le Dahland, & décrite par M. Rinman.

8. Manganèſe native en globules métalliques trouvée à Sem, dans le comté de Foix, par M. la Peyrouſe. Ce naturaliſte a décrit dans le Journal de Phyſique, Janvier 1780, beaucoup de variétés de mines de manganèſe trouvées dans le même endroit.

Schéele a découvert l'oxide de manganèſe dans les cendres des végétaux, & il lui attribue la couleur verte ou bleue que prend ſouvent l'alcali fixe calciné. La couleur verte que préſente la potaſſe lorſqu'on la traite par la chaux, & la couleur roſe que j'ai ſouvent obſervée dans ſa combinaiſon avec les acides, ſont dues (ſuivant lui) à cet oxide métallique. On le trouve en petite quantité dans tous les charbons.

Le manganèſe extrait de ſa mine eſt d'un blanc brillant dans ſa fracture; ſon tiſſu eſt grenu comme celui du cobalt. Il eſt dur & ſe briſe après avoir ſubi un peu d'applatiſſement par le marteau. Son infuſibilité eſt telle, qu'il eſt plus difficile à fondre que le fer; ce qui a d'abord fait conjecturer à Bergman qu'il avoit quelque rapport avec le platine.

Le manganèſe chauffé avec le contact de l'air ſe change en un oxide d'abord blanchâtre, & qui devient de plus en plus noir, à meſure qu'il s'oxide davantage. J'ai obſervé que les petits globules de manganèſe, obtenus par le procédé

que j'ai indiqué plus haut, s'altèrent très-promptement par le contact de l'air ; ils se ternissent d'abord & se colorent en lilas & en violet ; bientôt ils tombent en poussière noire, & ressemblent alors à l'oxide de manganèse natif.

Cette oxidation rapide du manganèse par le contact de l'air, est un fait dont l'observation a toujours eu pour moi quelque chose de très-singulier. Des globules métalliques durs, brillans, très-réfractaires, se conservent entiers pendant assez long-tems dans un flacon bien bouché, pourvu que leur surface soit entière & recouverte de la petite couche d'oxide qui s'y est formée pendant la fusion du demi-métal ; mais si l'on casse ces globules en trois ou quatre fragmens, on trouve, en fixant les yeux quelques minutes sur leur cassure exposée à l'air, qu'elle change promptement de couleur ; de blanche qu'elle étoit, elle devient rapidement rosée, pourpre ou violette, & enfin presque brune. Si on laisse les fragmens dans un flacon qui contienne en même tems une certaine quantité d'air, & si on les secoue légèrement de tems en tems, au bout de quelques mois on les trouve réduits en une poussière presque noire ; c'est une sorte de pulvérisation ou d'efflorescence métallique analogue à celle des substances salines ou des pyrites. Elle prouve la forte attraction qui existe entre

le manganèſe & l'oxigène atmoſphérique, & la rapidité avec laquelle ces ſubſtances tendent à s'unir.

On n'a point examiné l'action du manganèſe ſur les terres & ſur les ſubſtances ſalino-terreuſes. L'oxide de ce métal donne au verre une couleur violette ou brune, ſuſceptible d'un grand nombre de modifications, & qui ſe diſſipe facilement par l'action des matières combuſtibles. Le nitre revivifie ou fait reparoître promptement cette couleur brune ou violette, en rendant de l'oxigène au manganèſe. Telle eſt la raiſon pour laquelle les matras & les cornues de verre blanc que l'on emploie dans nos laboratoires, pour obtenir l'air vital du nitre, prennent toujours une couleur brune ou violette. Schéele a fait un grand nombre d'expériences ingénieuſes ſur cette coloration du verre par l'oxide de manganèſe.

On ne connoît pas bien la manière dont les alcalis agiſſent ſur le manganèſe. Mais on ſait que l'oxide de ce métal s'y combine, & eſt revivifié par l'ammoniaque. Bergman obſerve que dans cette combinaiſon il ſe dégage un gaz particulier, qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniaque, & ſur lequel il ne donne point de détails. Il paroît que c'eſt le gaz azote, d'après la découverte de M. Berthollet, & que l'hydrogène de l'ammoniaque ſe porte ſur l'oxigène qu'il en-

lève au manganèſe ; celui-ci eſt alors réduit & devient blanc. Schéele a donné le nom de *caméléon minéral* à une combinaiſon de potaſſe & d'oxide de manganèſe, qui prend une belle couleur verte dans l'eau chaude, & rouge avec l'eau froide. L'oxigène & le calorique paroiſſent être les principales cauſes des phénomènes que préſente cette combinaiſon. Peut-être l'azote, que je regarde comme le principe alcalifiant ou comme l'*alcaligène*, ſe dégage-t-il de la potaſſe dans cette opération, & eſt-il en partie la cauſe de ces ſingulières modifications de la couleur.

L'acide ſulfurique eſt décompoſé par le manganèſe & diſſout ſon oxide. Cette diſſolution eſt colorée, & elle perd ſa couleur par l'addition d'une matière combuſtible, comme le ſucre, le miel ; elle donne un ſulfate de manganèſe tranſparent en criſtaux parallélipipèdes. Ce ſulfate eſt décompoſé par le feu & donne de l'air vital ; les alcalis en ſéparent un oxide de manganèſe qui devient brun par ſon expoſition à l'air.

L'acide nitrique diſſout ce métal en donnant des vapeurs rouges. Son oxide n'eſt point attaqué par cet acide, à moins que ce dernier ne ſoit rutilant, ou qu'on n'y ajoute un corps combuſtible, comme du miel ou du ſucre. Les alcalis précipitent de ces diſſolutions un oxide blanc diſſoluble dans les acides, qui noircit & s'oxide

davantage lorſqu'on le chauffe. Bergman penſe que ce métal eſt une des ſubſtances métalliques qui a le plus d'affinité avec les ſels, puiſque dans ſa table d'attractions chimiques il le place preſqu'au haut des colonnes qui expriment les attractions électives des acides pour les différentes ſubſtances auxquelles ils ſont ſuſceptibles de s'unir.

L'acide muriatique diſſout auſſi le manganèſe, qui le colore à froid en brun foncé ; en chauffant cette diſſolution , elle perd ſa couleur ; l'eau la précipite, & les alcalis la décompoſent.

Nous avons vu dans l'hiſtoire de cet acide , qu'en le diſtillant ſur l'oxide natif de ce métal , celui-ci devient blanc & ſe rapproche de l'état métallique, en donnant une partie de ſon oxigène à l'acide muriatique qui ſe dégage en gaz acide muriatique oxigéné. Il paroît que cet acide a plus d'affinité avec le manganèſe que n'en a l'acide ſulfurique , puiſqu'une diſſolution de ce métal par ce dernier , verſé dans l'acide muriatique, forme un précipité que Bergman a reconnu pour être du muriate de manganèſe, par la propriété qu'il a de ſe diſſoudre dans l'alcohol ; propriété que ne préſente point le ſulfate du même métal.

L'acide fluorique ne diſſout que très-peu d'oxide de manganèſe ; on unit mieux ces deux ſubſtances, ſuivant Schéele, en décompoſant le

ſulfate, le nitrate ou le muriate de manganèſe par le fluate ammoniacal.

L'acide carbonique diſſout une petite quantité de manganèſe par la digeſſion à froid ; la potaſſe & le contact de l'air en précipitent l'oxide métallique.

Schéele a examiné l'action du nitre, du borax & du muriate ammoniacal ſur l'oxide de manganèſe. Cet oxide dégage l'acide du nitre par la chaleur ; il forme avec la potaſſe une maſſe verte foncée, diſſoluble dans l'eau, à laquelle elle donne la même couleur. Celle-ci n'eſt verte qu'à raiſon du fer contenu dans le manganèſe ; à meſure que le fer s'en précipite, il laiſſe la diſſolution bleue ; l'eau & les acides précipitent cette diſſolution alcaline. C'eſt le *caméléon minéral* de Schéele dont nous avons déjà parlé.

Le nitrate de potaſſe, chauffé dans des vaiſſeaux de verre contenant du manganèſe, donne à ce verre une couleur violette d'autant plus foncée que l'oxidation de ce métal par l'acide nitrique eſt plus complette.

Le borax fondu avec l'oxide de manganèſe prend une couleur brune ou violette.

Le muriate ammoniacal, diſtillé avec cet oxide métallique, donne de l'ammoniaque, & celle-ci eſt en partie décompoſée. Schéele, qui a fait cette obſervation, a annoncé en même tems qu'il ſe

dégage un fluide élaſtique qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniaque, mais il n'a point indiqué la nature de ce fluide ; & M. Berthollet a reconnu depuis que dans les décompoſitions de l'ammoniaque par les oxides métalliques, il ſe forme de l'eau par l'union de l'hydrogène, l'un des principes de ce ſel, avec l'oxigène des oxides, tandis que l'azote, autre principe de l'ammoniaque, ſe dégage en gaz. Il ſe forme auſſi de l'acide nitrique dans cette opération.

On ne connoît pas l'action de l'hydrogène & du ſoufre ſur le manganèſe & ſur ſon oxide natif. L'arſenic même en oxide blanc paroît être ſuſceptible d'enlever à cet oxide une portion de ſon oxigène, puiſqu'il décolore les verres brunis par cette ſubſtance.

Bergman ajoute à ces propriétés que le manganèſe ne peut pas être exactement ſéparé du fer qu'il contient toujours ; ainſi donc il en eſt de ce nouveau demi-métal, comme du nickel : on ne le connoît point encore dans ſon état de pureté. Schéele, dans l'analyſe exacte qu'il a faite de l'oxide de manganèſe naturel, y a découvert du fer, de la chaux, de la baryte & un peu de ſilice.

On emploie l'oxide de manganèſe, nommé *magnéſie noire*, dans les verreries, ſoit pour ôter les teintes de jaune, de verd ou de bleu aux verres blancs, ſoit pour colorer ces ſubſtances

en violet. Il eſt vraiſemblable que ce phénomène eſt dû à l'action de l'oxigène ſéparé de l'oxide de manganèſe par la chaleur ſur les ſubſtances colorées.

On ſe ſert aujourd'hui de l'oxide de manganèſe natif en chimie pour préparer l'acide muriatique oxigéné, & pour un grand nombre d'autres expériences.

Cet oxide natif donne, en le chauffant ſeul dans un appareil pneumato-chimique, de l'air vital ou gaz oxigène très-pur ; c'eſt cet air vital qui ſeul peut être employé avec avantage pour les malades chez leſquels ſon adminiſtration eſt indiquée. Il faut obſerver que pour obtenir l'air vital bien pur en diſtillant l'oxide de manganèſe natif, il faut en remplir entièrement les cornues, & ne point y laiſſer d'air atmoſphérique ; c'eſt ainſi qu'on doit procéder pour obtenir l'air vital deſtiné aux malades, ou employé pour recompoſer l'eau. Sans cette précaution on a, dans cette dernière expérience, une quantité plus grande d'acide nitrique formé, ou un réſidu méphitique qui arrête la combuſtion du gaz hydrogène, & qui oblige de faire pluſieurs fois le vide dans le ballon.

L'affinité du manganèſe pour le principe de la combuſtion guide auſſi les chimiſtes modernes

dans un grand nombre de cas, & pourra conduire quelque jour à de nouvelles découvertes, qui ne ſont pas même encore ſoupçonnées, ſur la nature de pluſieurs ſubſtances, inconnue juſqu'actuellement.

Fin du Tome ſecond.







